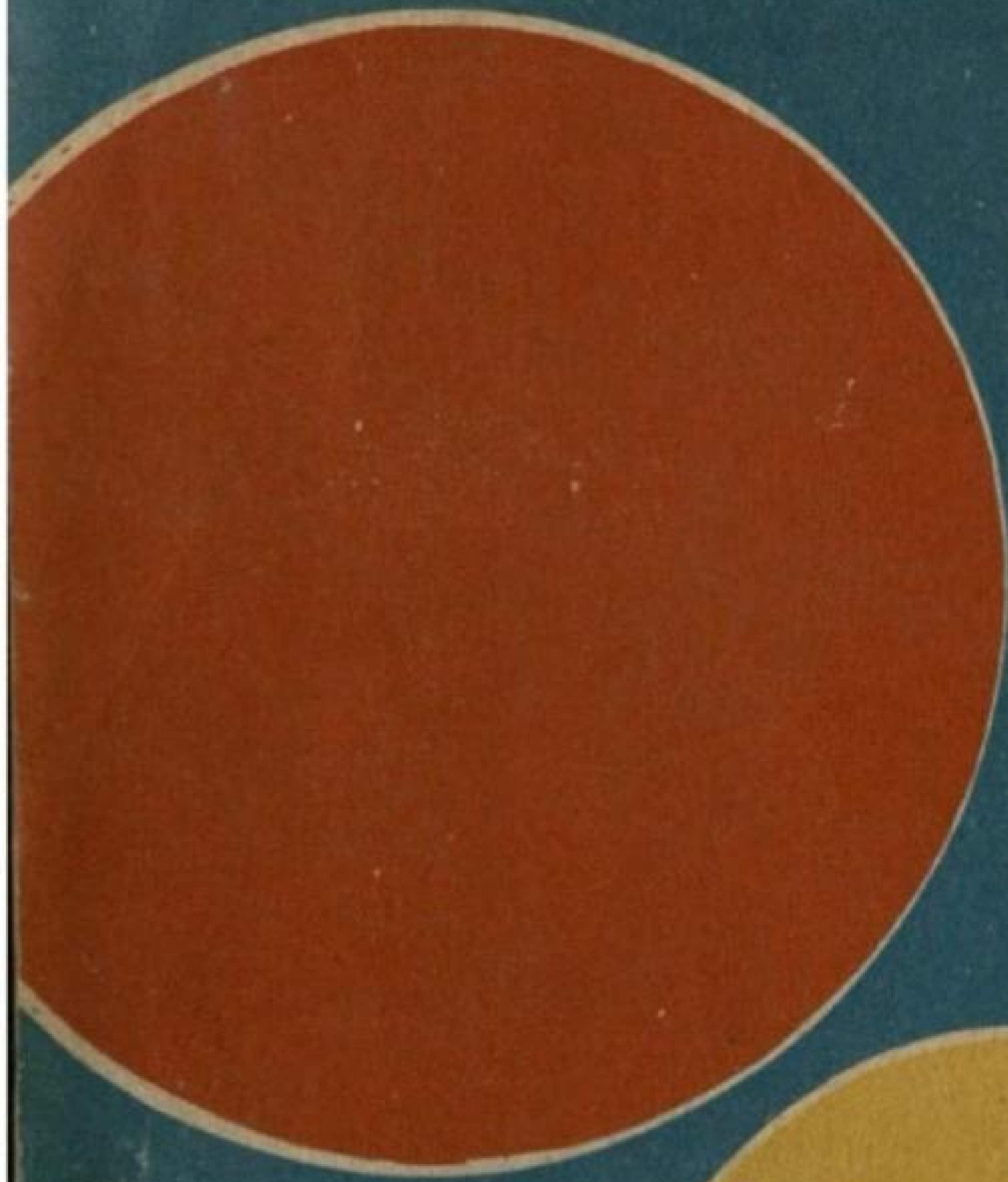
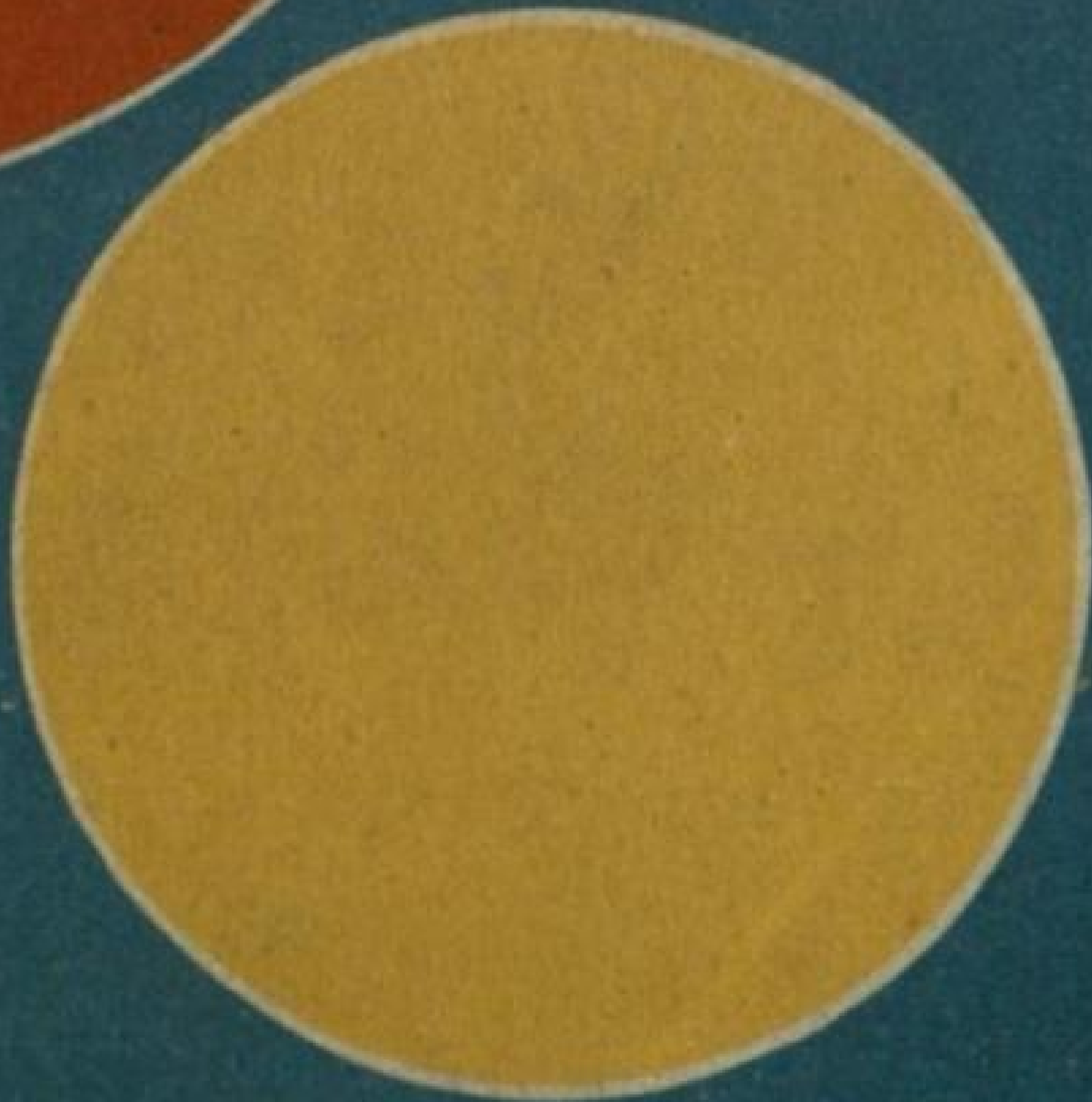
کیمیا

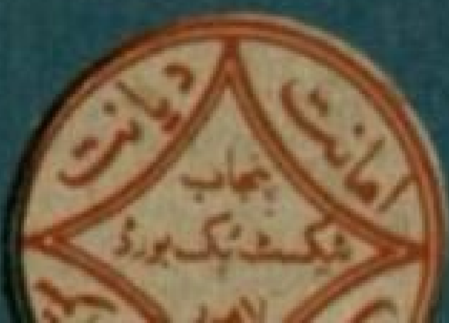


دسویں جماعت کے لیے









پبلشرز: قومی کتب خانہ ریلوے روڈ۔ لاہور

کیمیا

برائے جماعت دہم

مدیر

ڈاکٹر ایم غازی الدین احمد

معاون مدیر

عبد الصمد



پبلشرز

قومی کتب خانہ ریلوے روڈ - لاہور

برائے

پنجاب ٹیکسٹ بک بورڈ - لاہور

فہرست عنوانات

پہلا باب - ہائیڈروجن ، آکسیجن ، پانی

دوسرا باب ۔ ہیلوجنز

تیسرا باب ۔ گندھک

چوتھا باب ۔ گندھک کے آکسائیڈ اور سلفیورک ایسڈ

پانچواں باب ۔ نائٹروجن ، اس کے مرکبات اور فاسفورس

چھٹا باب ۔ کاربن

ساتواں باب ۔ کاربن کے آکسائیڈز

آٹھواں باب ۔ دھاتیں اور دھات کاری

نواں باب ۔ تعمیری اشیاء

بسم اللہ الرحمٰن الرحیم

پہلا باب

ہائیڈروجن ، آکسیجن اور پانی
(HYDROGEN, OXYGEN AND WATFR)

ہائیڈروجن

1.1 وقوع

کائنات میں ہائیڈروجن بکثرت پائی جاتی ہے - سورج اور دوسرے ستاروں میں ہائیڈروجن کی مقدار دوسرے تمام عناصر کے ایٹموں کی نسبت بہت زیادہ ہے - تاہم زمین پر ہائیڈروجن کی اتنی بہتات نہیں - یہ دوسرے عناصر کی نسبت بہتات میں گیارھویں درجے پر ہے اور بلحاظ وزن تمام عناصر کا صرف ایک فی صد حصہ ہے - قدرتی طور پر سوال پیدا ہوتا ہے کہ ایسا کیوں ہے ؟ اس کی وجہ یہ ہے کہ زمین سورج کی نسبت بہت چھوٹی ہے اس لیے ہائیڈروجن کے ایٹموں کی کشش

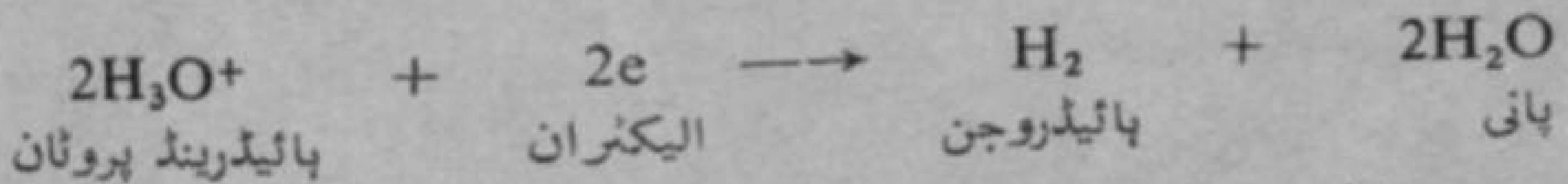
نسبت زمین کی طرف بہت کم ہوتی ہے ۔ اگرچہ شروع شروع میں ہائیڈروجن کی مقدار زمین پر خاصی زیادہ تھی لیکن یہ ایسے ہلکے عنصر کو قابو میں نہ رکھی سکی اور بہت سی ہائیڈروجن کرۂ ہوائی کے اوپر کے حصوں اور خلا میں چلی گئی ۔

اگرچہ ہائیڈروجن بلحاظ وزن زمین کے عناصر کا صرف ایک فی صد ہے ، اس کے باوجود یہ کمیاب نہیں ہے ۔ چونکہ ہائیڈروجن کا ایٹمی وزن سب سے کم ہے ۔ اس لیے بلحاظ وزن دوسرے عناصر کے مقابلے میں اس کا حجم زیادہ ہوگا ۔ اس میں کوئی شک نہیں کہ **ہائیڈروجن** کسی اور عنصر کی نسبت سب سے زیادہ مرکبات بناتی ہے ۔ اس کا اہم مرکب پانی ہے ۔ یہ عنصر کھانڈ ، نشاستے ، چربی اور لحمیات (Proteins) کا بھی لازمی جزو ہے ۔

ہائیڈروجن کے دس لاکھ سے بھی زیادہ مرکبات اب تک معلوم ہو چکے ہیں ۔ ان میں سے اکثر نامیاتی (Organic) مرکبات ہیں ۔

2 1 ہائیڈروجن گیس کی تیاری

تجربہ گاہ میں ہائیڈروجن گیس ، ہائیڈروجن پروٹان H_3O^+ کی تخفیف سے بنائی جاتی ہے ۔



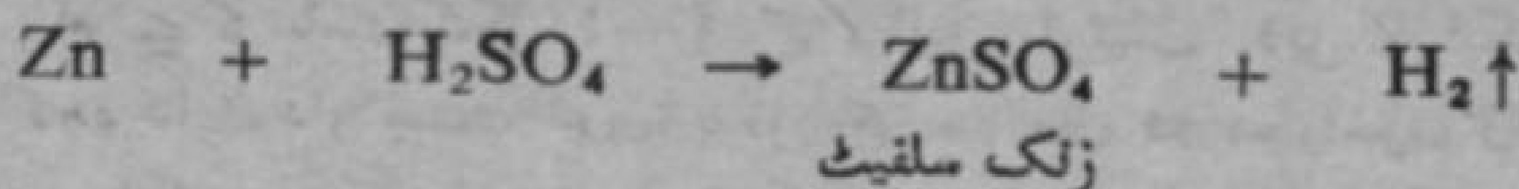
$$2H_3O^+ + 2e \longrightarrow H_2 + 2H_2O$$

ہائیڈریٹڈ پروٹان — الیکٹران — ہائیڈروجن — پانی

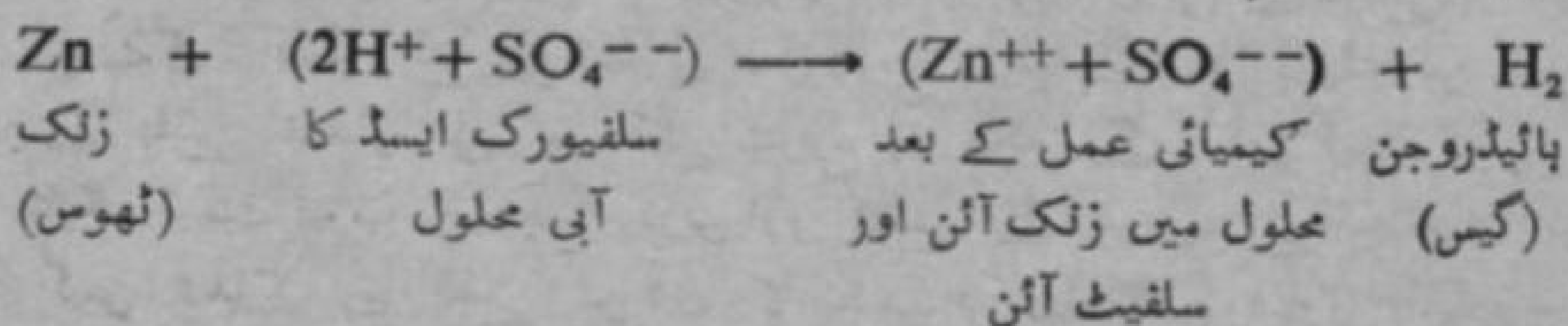
ہائیڈروجن آئن H^+ جو کہ تنہا پروٹان ہے آبی محلول میں آزاد حالت میں نہیں رہ سکتا ۔ اس لیے H_2O^+ کے ساتھ H_3O^+ کی حالت میں پایا جاتا ہے ۔ (مساوات کی سہولت کے لیے ہم H_3O^+ کو صرف (آبی) H^+ لکھیں گے) ۔

تیزاب یا ایسڈ ہائیڈروجن آئن مہیا کرتے ہیں اور دھاتیں عام طور پر اس عمل میں تخفیفی عامل کے طور پر استعمال کی جاتی ہیں ۔ عام طور پر جست یا زنک (Zinc) دھات استعمال کی جاتی ہیں ۔ لیکن آئرن اور ایلومینیم بھی استعمال کی جا سکتی ہیں ۔ دھاتوں اور تیزابوں کے عمل سے ہائیڈروجن بننے کے عمل کو مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کیا جاتا ہے :

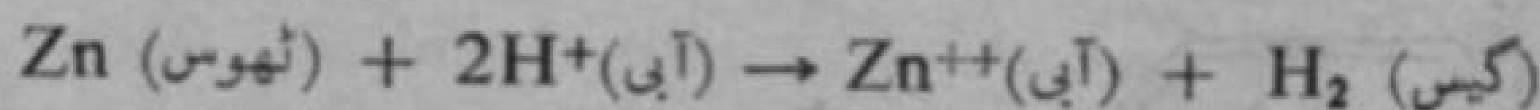
(مالیکیولی مساوات)



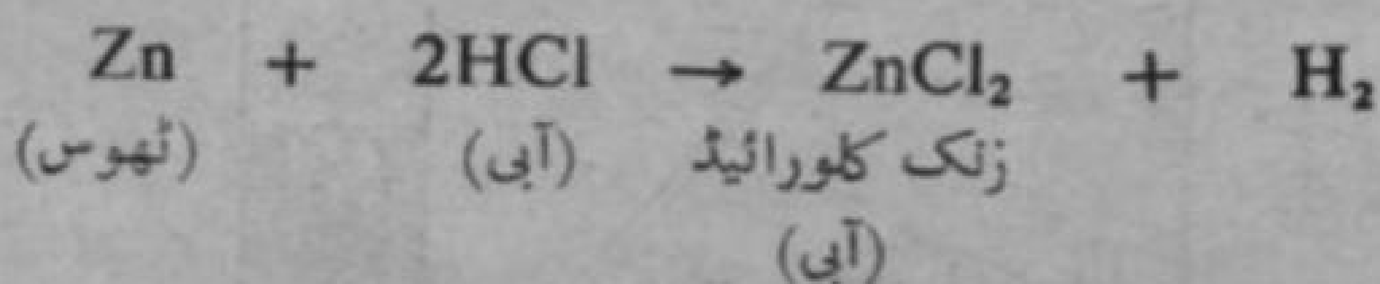
چونکہ عمل دراصل H_2SO_4 کے H^+ آئنوں اور Zn کے درمیان ہوتا ہے اس لیے بہتر طور پر اس عمل کو آئنی مساوات کے ذریعے ظاہر کیا جا سکتا ہے -

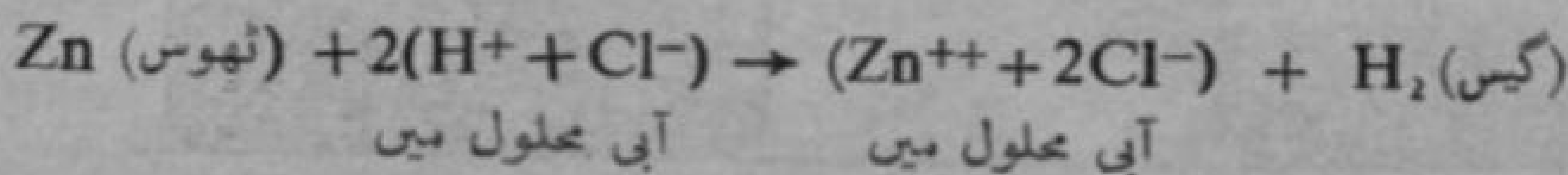


مندرجہ بالا آئنی مساوات سے ظاہر ہے کہ H^+ کی تخفیف کے لیے الیکٹران ، Zn زنک کے ایٹموں سے آتے ہیں اور یہ زنک کے ایٹم خود Zn^{++} آئنوں میں تبدیل ہو جاتے ہیں اس لیے اختصار کے لیے ہم صرف درج ذیل مساوات بھی لکھ سکتے ہیں -

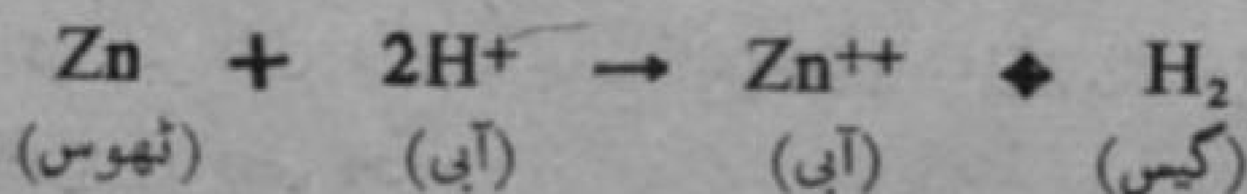


اسی طرح اگر سلفیورک ایسڈ کی بجائے ہائیڈرو کلورک ایسڈ کا آبی محلول لیا جائے تو کیمیائی عمل یوں ظاہر کیا جائے گا -



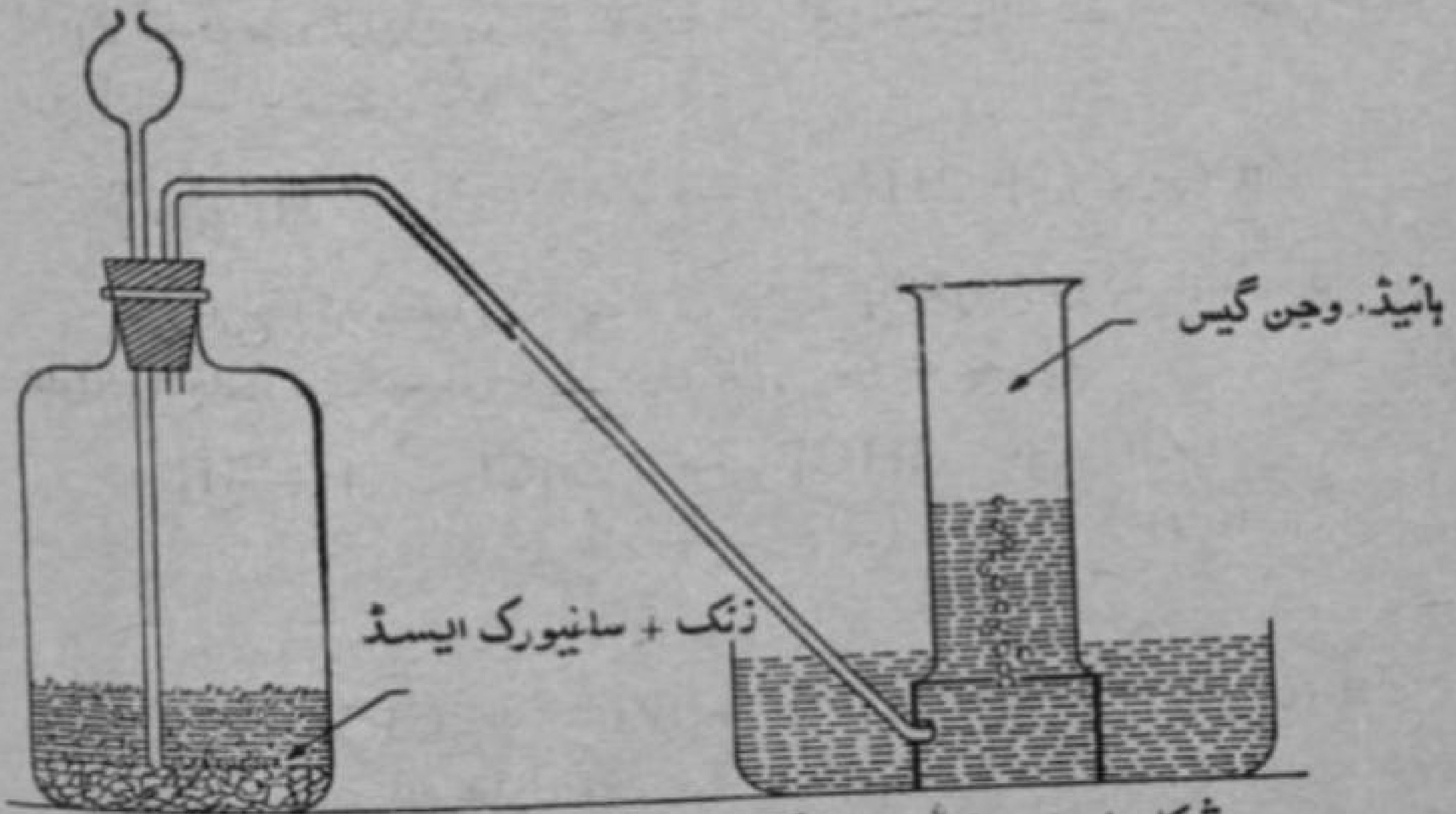


یا صرف



تجربہ

تجربے کا سامان شکل 1—1 کے مطابق **ترتیب دیں** ۔ ایک بوتل میں کچھ دانے دار جست لیں ۔ بوتل کے منہ میں دو سوراخوں والا کارک لگائیں ۔ ایک میں کنول قیف اور دوسرے میں خمدار نلی لگا دیں ۔ خمدار نلی کا دوسرا سرا پانی سے بھرے ہوئے لگن میں ایک بی ہالیو شیلف کے نیچے لے جائیں ۔ کنول قیف کے ذریعے ہلکا سلفیورک ایسڈ ڈالیں حتیٰ کہ کنول قیف کا نچلا سرا ایسڈ میں ڈوب جائے ورنہ ہائیڈروجن اس نلی کے ذریعے باہر نکل جائے گی ۔ ایسڈ ڈالتے ہی کیمیائی عمل شروع ہو جائے گا اور ہائیڈروجن گیس کے بلبلے خمدار نلی سے نکلنے شروع ہو جائیں گے ۔ اس گیس کو پہلے ایک ٹیسٹ ٹیوب میں جمع کریں اور شعلے کے قریب لے جائیں ۔ اگر گیس دھماکے سے جلے تو اس کا مطلب یہ ہے کہ ہوا اور ہائیڈروجن دھماکو آمیزے (Explosive Mixture) والی نسبت میں موجود ہیں ۔ تھوڑی دیر انتظار کریں تاکہ پیدا شدہ ہائیڈروجن بوتل میں موجود ہوا

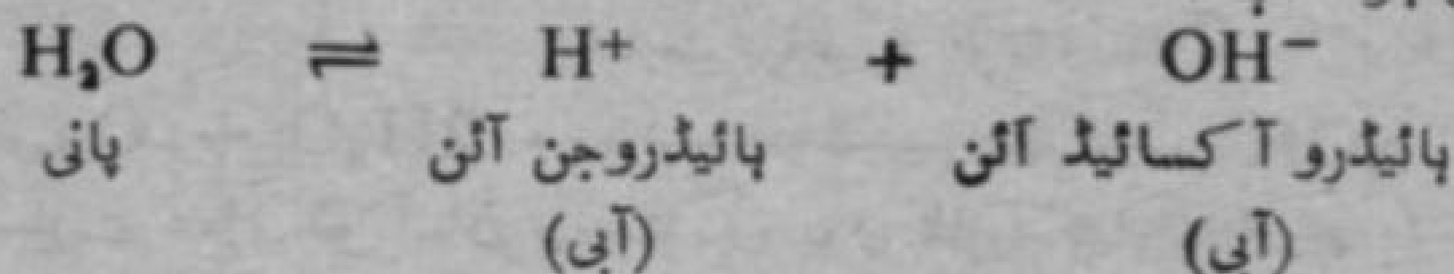


شکل 1-1 ہائیڈروجن گیس کی تجربہ گاہ میں تیاری

کو دھکیل کر باہر نکال دے ۔ جب گیس بغیر دھماکے کے جلے تو خالص ہائیڈروجن خارج ہو رہی ہوگی ۔

ہائیڈروجن گیس کی پانی سے تیاری

جیسا کہ آپ اوپر پڑھ چکے ہیں ، ہائیڈروجن گیس ہائیڈروجن آئنوں (Ions) سے حاصل کی جا سکتی ہے۔پانی بھی ہائیڈروجن آئن (H^+) کا ایک اہم ذریعہ ہے - خالص پانی مندرجہ ذیل عمل سے آئنوں میں تبدیل ہوتا ہے :

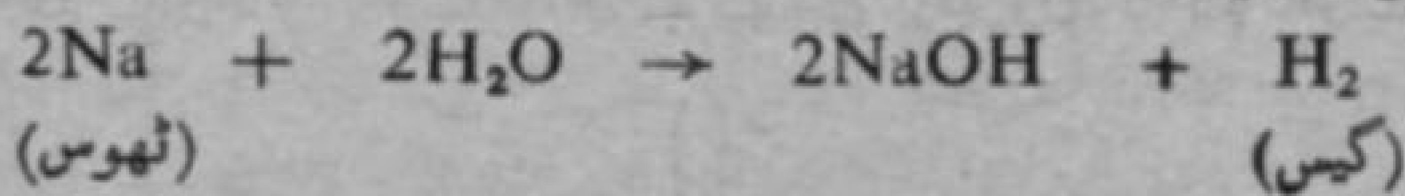


$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

پانی — ہائیڈروجن آئن (آبی) — ہائیڈرو آکسائیڈ آئن (آبی)

لیکن خالص پانی میں یہ عمل بہت ہی کم حد تک ہوتا ہے - وہ دھاتیں جو پیریاڈک (Periodic) چارٹ کے I A گروپ میں پائی جاتی ہیں - (حوالے کے لیے پیریاڈک چارٹ ملاحظہ ہو) پانی کے ساتھ کیمیائی تعامل کرکے تیزی سے ہائیڈروجن گیس خارج کرتی ہیں - مثلاً

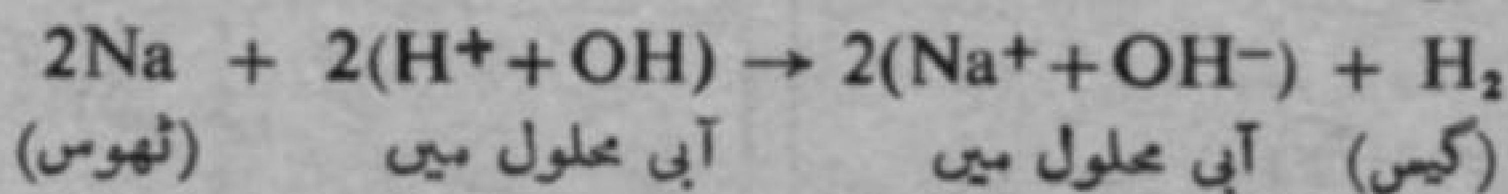
مالیکیولی مساوات



$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

(ٹھوس) — (گیس)

آئنی مساوات :

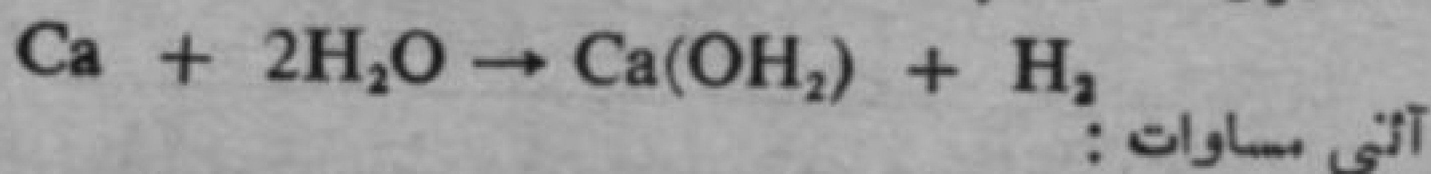


$$2Na + 2(H^+ + OH) \rightarrow 2(Na^+ + OH^-) + H_2$$

(ٹھوس) — آبی محلول میں — آبی محلول میں — (گیس)

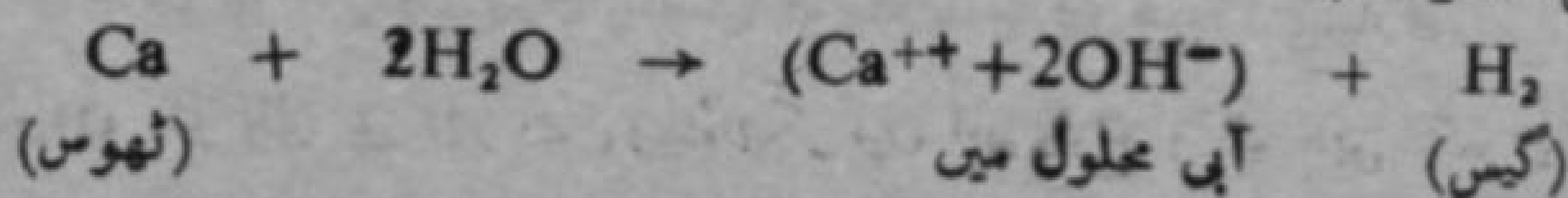
چونکہ یہ عمل بہت تیز ہے اور اس میں خاصی حرارت بھی خارج ہوتی ہے اس لیے اس عمل سے پیدا شدہ حرارت کی وجہ سے ہائیڈروجن کو ہوا کی موجودگی میں آگ لگ جاتی ہے - اسی وجہ سے تجربہ گاہ میں ہائیڈروجن اس عمل سے حاصل نہیں کی جاتی - لیکن اگر کیلشیم یا دوسرے گروپ کے عناصر جو کیلشیم کے نیچے ہیں ، استعمال کیے جائیں تو عمل زیادہ تیز نہیں ہوتا اور ہائیڈروجن زیادہ آسانی سے حاصل کی جا سکتی ہے -

مالیکیولی مساوات :



$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH_2) + H_2$$

آئنی مساوات :



$$Ca + 2H_2O \rightarrow (Ca^{++} + 2OH^-) + H_2$$

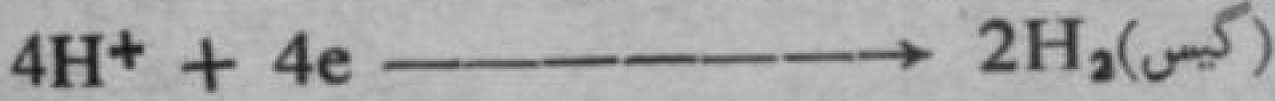
(ٹھوس) — آبی محلول میں — (گیس)

اگر پانی سے برق رو گزاری جائے تو بھی ہائیڈروجن گیس منفی برقیرے (Cathode) پر حاصل ہو جاتی ہے -



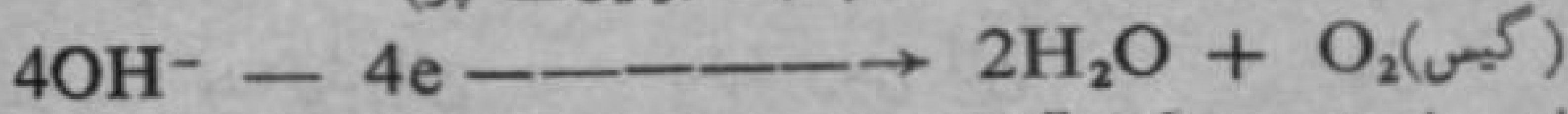
$$4H_2O \rightleftharpoons 4H^+ + 4OH^-$$

(منفی بر قیرے پر عمل)



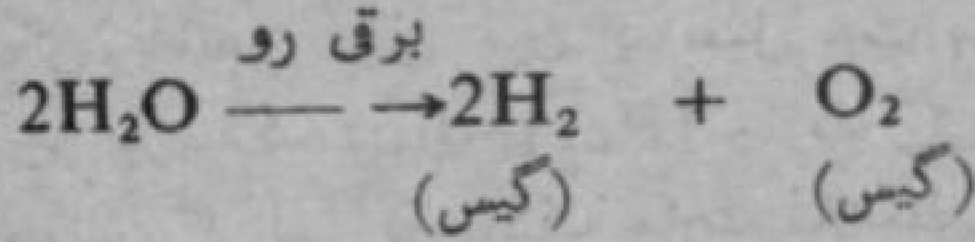
$$4H^+ + 4e \longrightarrow 2H_2 \text{(گیس)}$$

(مثبت برقیرے پر)



$$4OH^- - 4e \longrightarrow 2H_2O + O_2 \text{(گیس)}$$

اس سارے عمل کو آسان صورت میں یوں ظاہر کیا جاتا ہے :

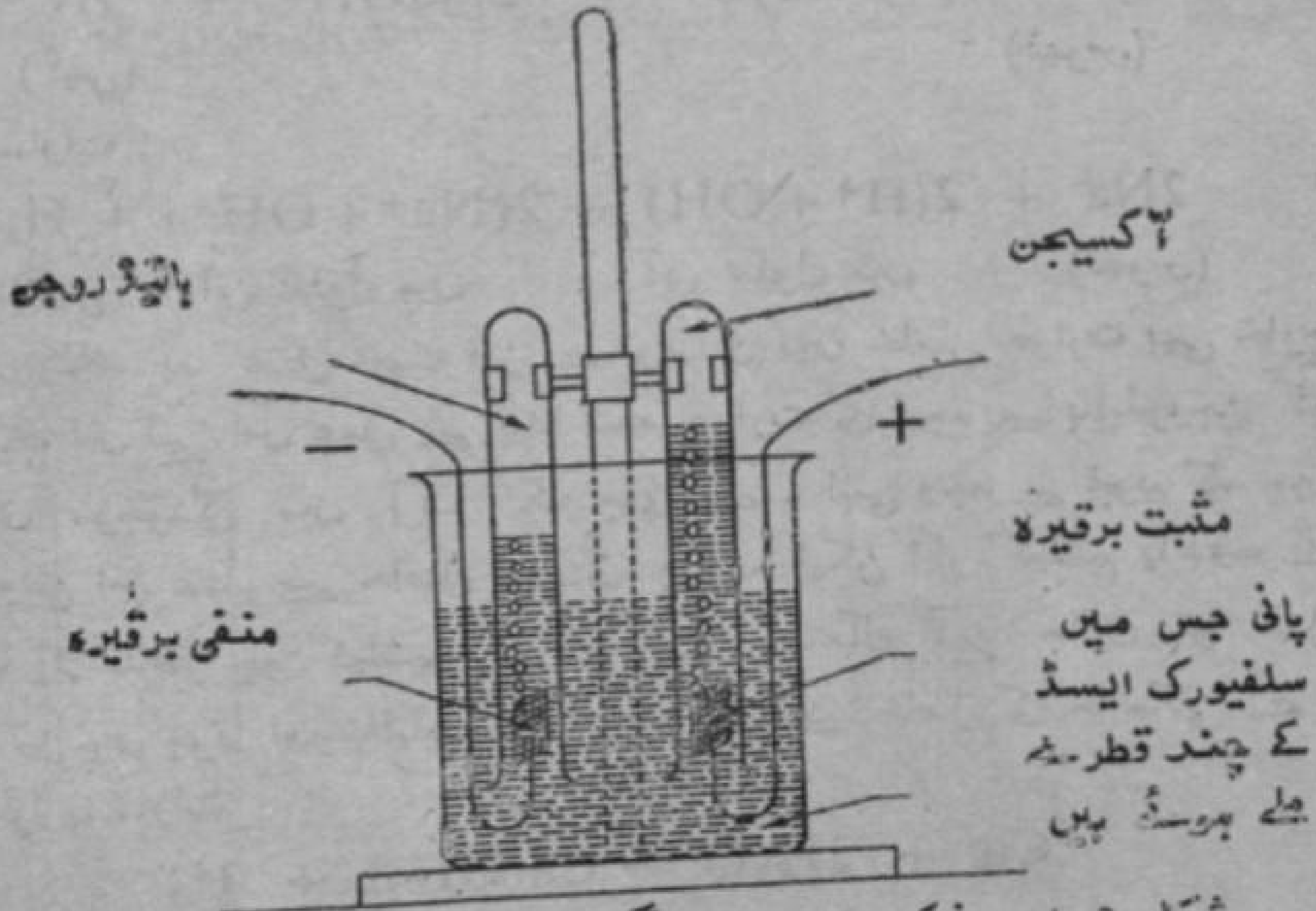


$$2H_2O \xrightarrow{\text{برق رو}} 2H_2 + O_2$$

(گیس) (گیس)

تجربہ

پلاٹینم کی چادر کے دو چھوٹے پتروں کو دو تانبے کی تاروں سے ٹانکا لگا کر جوڑ دیں یہ پترے اس تجربے میں برقیروں کا کام کرتے ہیں -



شکل 2-1 پانی کی برق پاشیدگی سے ہائیڈروجن کی تیاری

ان پتروں کو پانی سے بھرے ہوئے بیکر میں اس طرح رکھ دیں کہ پانی

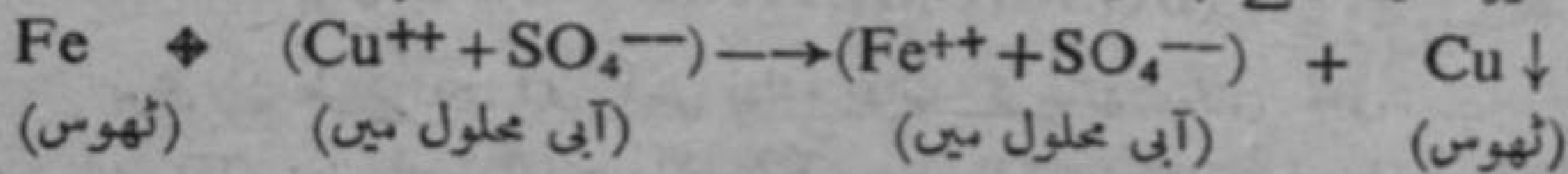
میں ڈوب جائیں - پانی کو موصل بنانے کے لیے اس پانی میں چند قطرے سلفیورک ایسڈ کے ڈال دیں کیونکہ خالص پانی برق کے لیے کم موصل ہوتا ہے - پانی سے بھری ہوئی دو ٹیسٹ ٹیوبیں ان برقیروں پر اُلٹی کر کے رکھ دیں اور تاروں کو بیٹری سے جوڑ دیں - برق رو کے گزرنے سے پانی ہائیڈروجن اور آکسیجن میں تبدیل ہو جائے گا - ہائیڈروجن منفی برقیرے یا کیتھوڈ (Cathode) پر اور آکسیجن مثبت برقیرے یا اینوڈ (Anode) پر جمع ہوگی - ہائیڈروجن کا حجم بمقابلہ آکسیجن دگنا ہو گا -

1.3 دھاتوں کی عاملیت

عاملیت کے لحاظ سے دھاتوں کی ترتیب بائیں طرف دیے ہوئے جدول میں ظاہر کی گئی ہے - اُوپر سے نیچے جاتے ہوئے دھاتوں کی عاملیت کم ہوتی جاتی ہے - ہائیڈروجن بھی مقابلے کے لیے اس فہرست میں شامل کر لی گئی ہے - اس لیے اس جدول میں ہائیڈروجن سے اُوپر دی ہوئی دھاتیں تیزابوں اور پانی سے ہائیڈروجن کو خارج کریں گی اور جو دھاتیں فہرست میں ہائیڈروجن سے نیچے ہیں وہ ہائیڈروجن گیس خارج نہیں کریں گی - اس جدول میں کسی دھات کی جگہ جتنی اُونچی ہوگی اُتنی ہی عاملیت زیادہ ہوگی - جو دھاتیں ہائیڈروجن کے اُوپر درج ہیں وہ عام طور پر عامل دھاتیں کہلاتی ہیں اور جو دھاتیں نیچے درج ہیں وہ غیر عامل دھاتیں کہلاتی ہیں -

دھاتوں کی عاملیت
پوٹاشیم
سوڈیم
میگنیشیم
ایلومینیم
جست (زنک)
لوہا (آئرن)
سیسہ (لیڈ)
ہائیڈروجن
تانبا (کاپر)
پارہ (مرکری)
چاندی (سلور)
پلاٹینیم
سونا (گولڈ)

اُوپر دی ہوئی دھات نیچے دی ہوئی دھات کو اس کے نمک سے بھی خارج کر دے گی - مثلاً اگر آئرن کو کاپر سلفیٹ کے محلول میں ڈالیں تو آئرن حل ہو جائے گا اور گہرے سرخ رنگ کا تانبا رسوب کی صورت میں نیچے تہہ میں بیٹھ جائے گا -



اگر تانبے کو سلور نائٹریٹ کے محلول پر ڈالا جائے تو تانبا کم عامل دھات سلور کو اس کے نمک میں سے خارج کر دے گا۔

1.4 ہائیڈروجن کی صنعتی پیمانے پر تیاری

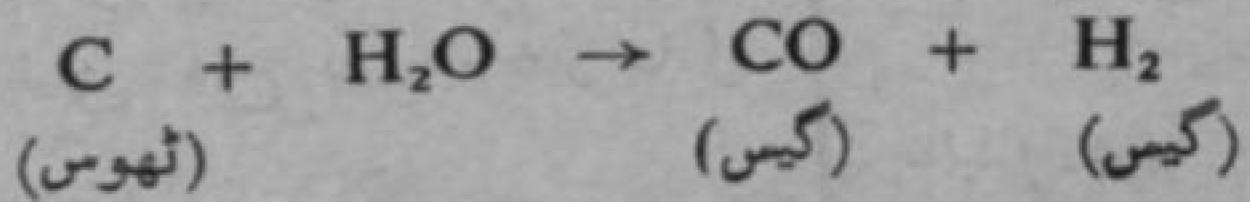
صنعتی پیمانے پر ہائیڈروجن پانی سے مختلف طریقوں سے تیار کی جاتی ہے۔ صنعتی طریقے کا انحصار زیادہ تر مقامی حالات پر ہوتا ہے۔ عام طور پر دو طریقے استعمال ہوتے ہیں۔ لوہے اور بھاپ کا طریقہ، اور پانی کی برق پاشیدگی کا طریقہ۔

(i) پانی کی برق پاشیدگی سے

جن مقاموں پر بجلی سستے داموں پر مہیا ہوتی ہے وہاں اس طریقے سے ہائیڈروجن حاصل کرنا مناسب ہے۔ لوہے کے منفی برقیرے اور نکل کے مثبت برقیرے کے درمیان 20 فی صد کاسٹک سوڈے کے محلول کی برق پاشیدگی سے نہایت خالص گیس تیار کی جا سکتی ہے۔ پاکستان میں زیادہ تو اسی طریقے سے ہائیڈروجن گیس تیار کی جاتی ہے۔

(ii) واٹر گیس سے

جن ممالک میں کوک (پتھر کے کوئلے کی ایک قسم) آسانی سے دستیاب ہے وہاں دہکتے ہوئے کوک پر سے بھاپ گزار کر ہائیڈروجن تیار کی جاتی ہے۔



$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2$$

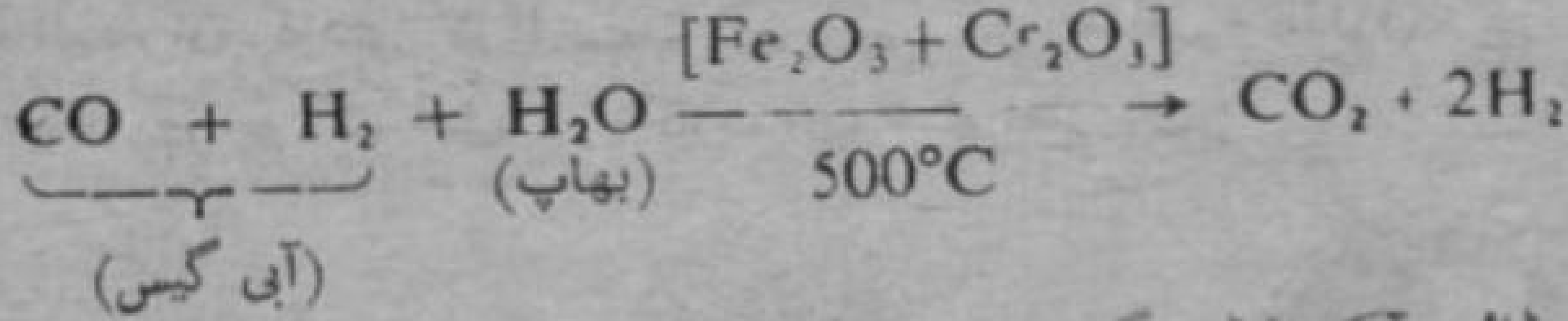
(ٹھوس) (گیس) (گیس)

ہائیڈروجن اور کاربن مانو آکسائیڈ کے آمیزے کو واٹر گیس (Water gas) کہا جاتا ہے۔ خالص ہائیڈروجن حاصل کرنے کے لیے واٹر گیس کے آمیزے سے کاربن مانو آکسائیڈ کو بوش (Bosch) کے طریقہ سے جدا کر لیا جاتا ہے۔

بوش کا طریقہ (BOSCH METHOD)

بوش کے طریقے میں آبی گیس زیادہ بھاپ کے ساتھ ملائی جاتی ہے۔ اور اس کے بعد اس آمیزہ کو ایک عمل انگیز (گرم کیا ہوا فیرک

آکسائیڈ + کرومک آکسائیڈ) کے اوپر سے گزارا جاتا ہے بھاپ اور کاربن مونو آکسائیڈ آپس میں عمل کرتے ہیں جس سے ہائیڈروجن گیس اور کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتی ہے -

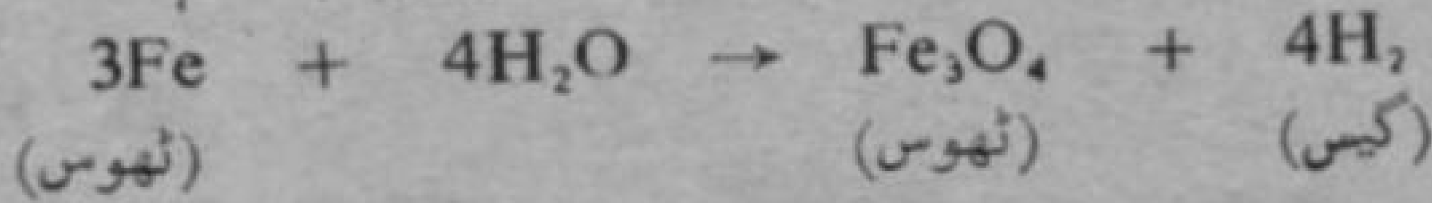


$$\underbrace{CO + H_2}_{\text{(آبی گیس)}} + \underset{\text{(بھاپ)}}{H_2O} \xrightarrow[500°C]{[Fe_2O_3 + Cr_2O_3]} CO_2 + 2H_2$$

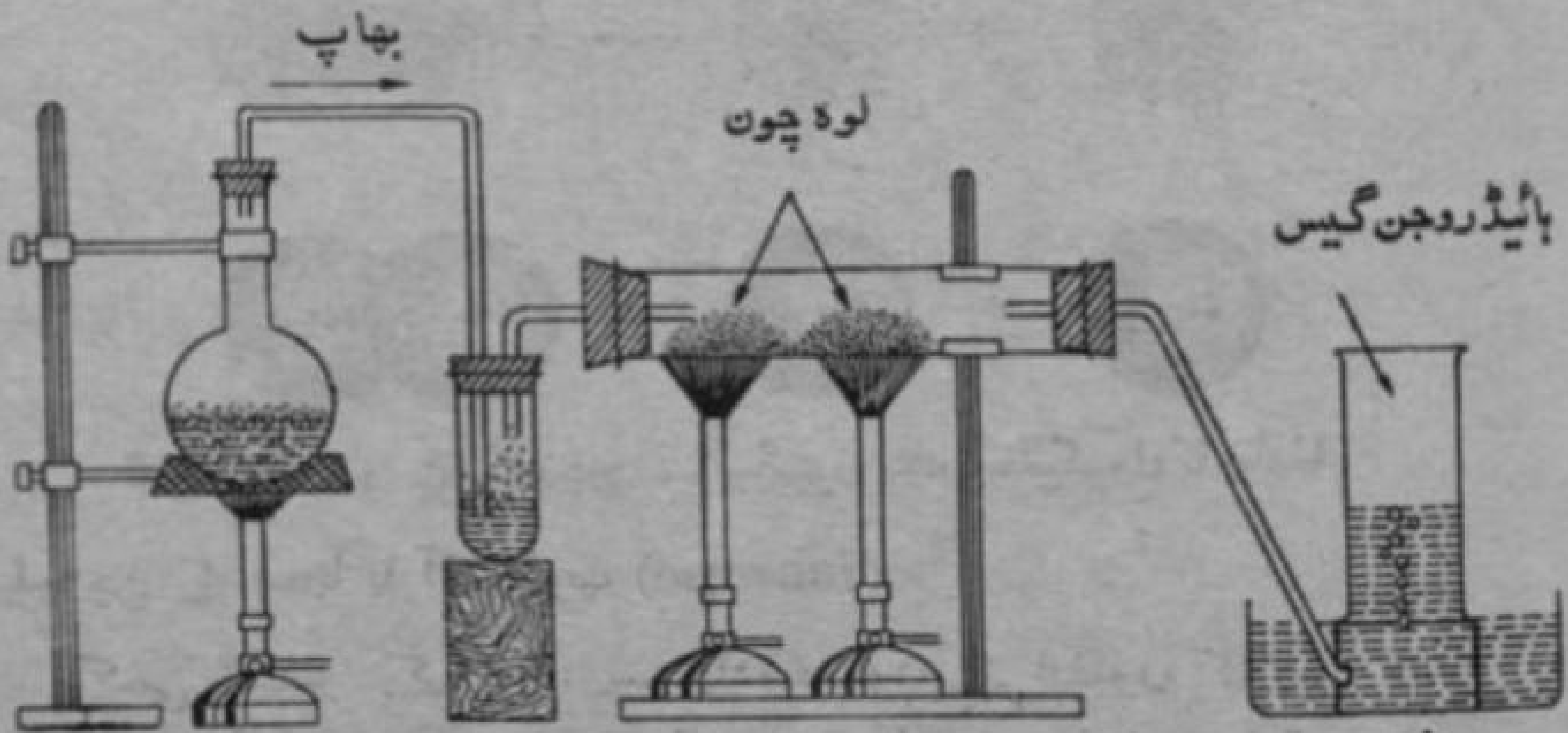
کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس اور ہائیڈروجن کے آمیزہ کے دباؤ کے تحت پانی سے دھوتے ہیں - جس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ پانی میں حل ہو جاتی ہے اور ہائیڈروجن گیس اکیلی رہ جاتی ہے - غیر تبدیل شدہ کاربن مونو آکسائیڈ گیس کو گرم سوڈیم فارمیٹ کے محلول میں سے بلند دباؤ سے گزار کر دور کر دیا جاتا ہے -

(iii) لوہے پر بھاپ کے عمل سے

جب بھاپ کو سرخ گرم لوہے پر سے، جس کا درجہ' حرارت 600° سے 700° سینٹی گریڈ تک ہو، گزارا جاتا ہے تو بھاپ ہائیڈروجن میں تبدیل ہو جاتی ہے اور لوہا مقناطیسی آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے -



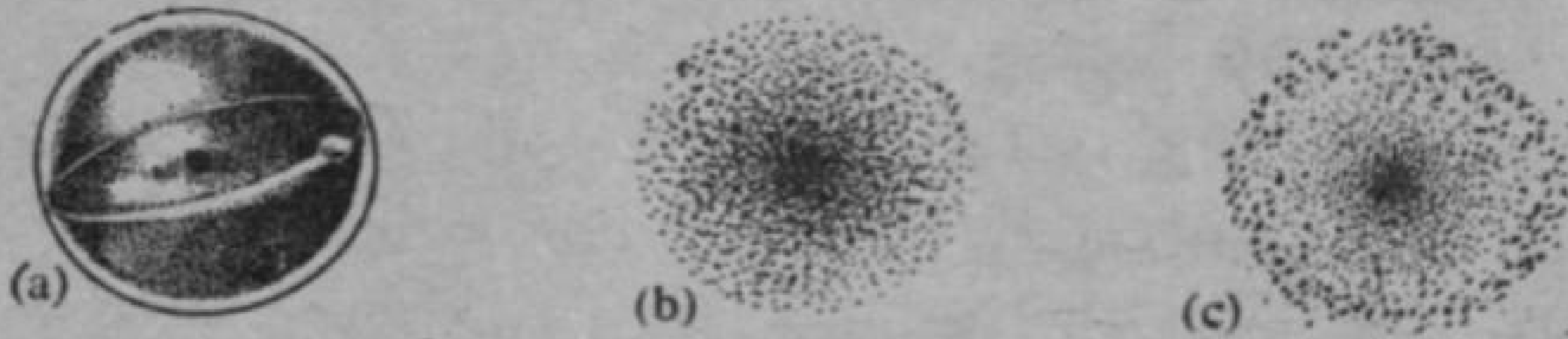
$$\underset{\text{(ٹھوس)}}{3Fe} + 4H_2O \rightarrow \underset{\text{(ٹھوس)}}{Fe_3O_4} + \underset{\text{(گیس)}}{4H_2}$$



شکل 3-1 : گرم لوہے اور بھاپ سے ہائیڈروجن کی تیاری

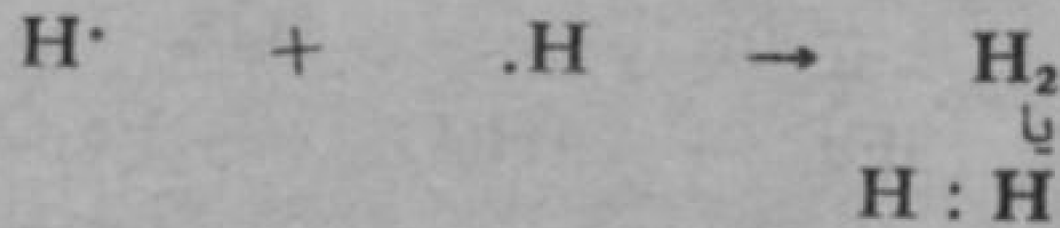
1.5 ہائیڈروجن کے ایٹم کی ساخت

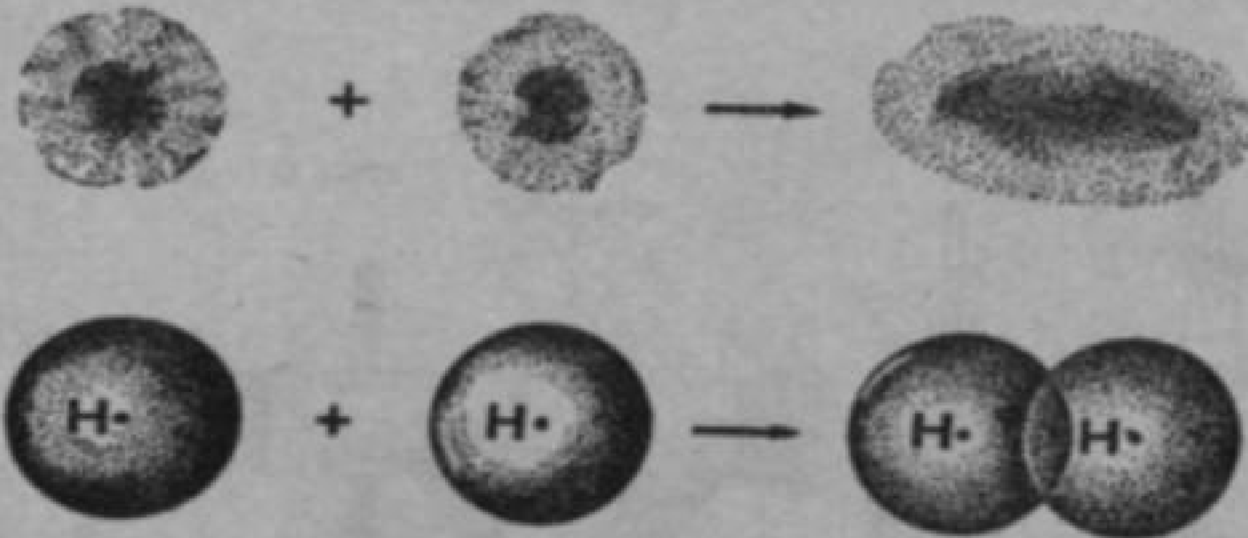
ہائیڈروجن کا ایٹم تمام عناصر کے ایٹموں سے سادہ ترین ہے۔ اس کے ایٹم میں ایک پروٹان نیوکلیس میں ہوتا ہے اور اس نیوکلیس کے گرد ایک الیکٹران گردش کرتا ہے۔ اس ایٹم کو مختلف ماڈلوں سے ظاہر کیا جاتا ہے جو کہ ذیل کی شکلوں میں دیے گئے ہیں :



شکل 4–1 : ہائیڈروجن ایٹم کی ساخت۔ (a) نیوکلیائی ماڈل (b) اور (c) الیکٹرانی بادل کا ماڈل

چونکہ ہائیڈروجن گیس (H_2) مالیکیولوں پر مشتمل ہوتی ہے اس لیے ہائیڈروجن گیس کا مالیکیول بننے کا عمل مندرجہ ذیل ماڈل سے ظاہر کیا جاتا ہے :





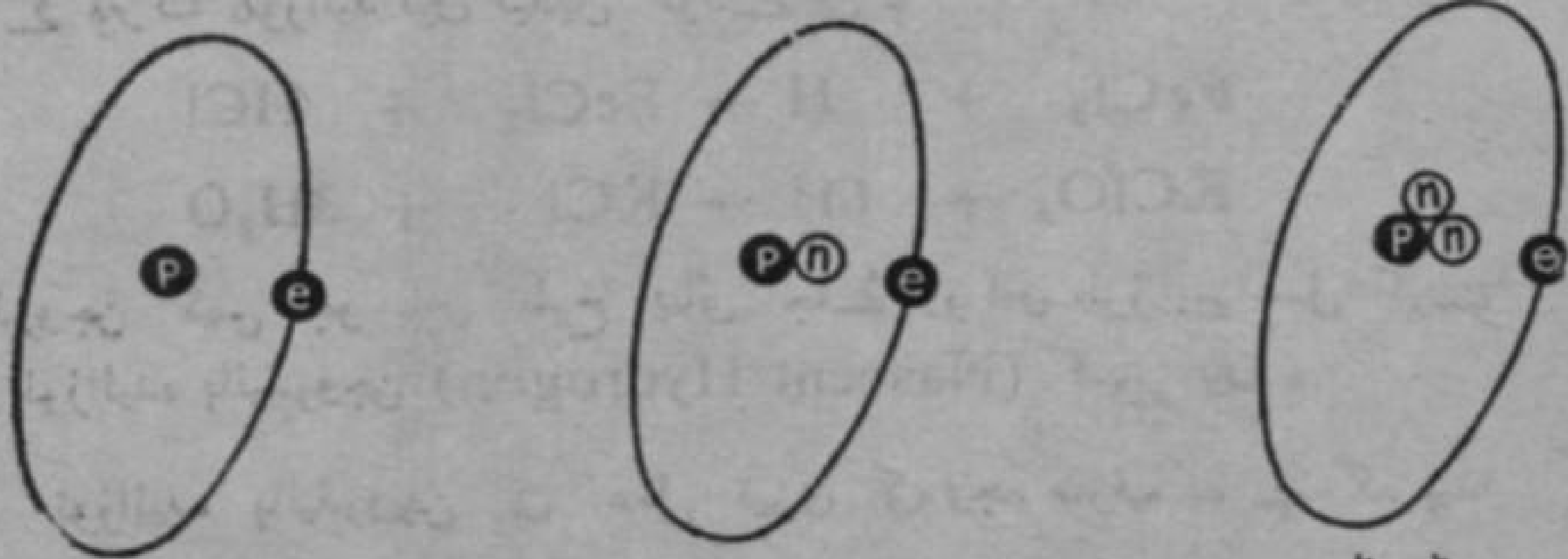
شکل 5–1 : ہائیڈروجن کے ایٹموں سے مالیکیول کا بننا

ہائیڈروجن کے ہمجا یا آئسوٹوپ (Isotope)

کسی عنصر کے ایک سے زیادہ قسموں کے ایٹموں کو جو کیمیائی اعتبار سے ایک جیسے ہوں یعنی جن کے ایٹمی نمبر تو ایک ہی ہوں

لیکن ایٹمی کمیتیں مختلف ہوں انہیں اس عنصر کے ہمجا یا آئسوٹوپ (Isotope) کہتے ہیں ۔

عام ہائیڈروجن گیس زیادہ تو ایسے مالیکیولوں پر مشتمل ہوتی ہے جن میں ہائیڈروجن کے ایٹم ایک پروٹان اور ایک الیکٹران سے بنے ہوئے ہیں ۔ ایسے ایٹوں کی ایٹمی کمیت (Atomic Mass) 1 ہوتی ہے ۔ لیکن بہت قلیل مقدار ایسی ہائیڈروجن کی بھی ہوتی ہے جس کے ایٹم کے نیوکلیس میں ایک پروٹان اور ایک نیوٹران اور ایک الیکٹران نیوکلیس کے باہر ہوتا ہے ایسی ہائیڈروجن کو بھاری ہائیڈروجن(Heavy Hydrogen) یا ڈیوٹریم (Deuterium) کہتے ہیں ۔ ایسی ہائیڈروجن کی ایٹمی کمیت 2 ہوتی ہے ۔ نہایت ہی قلیل مقدار ایسی ہائیڈروجن کی بھی ہے جس کے نیوکلیس میں ایک پروٹان اور دو نیوٹران ہوتے ہیں اور نیوکلیس کے باہر ایک الیکٹران ہوتا ہے ۔ اس ہائیڈروجن کی ایٹمی کمیت 3 ہوتی ہے اور اسے ٹریٹیم (Tritium) کہتے ہیں ۔ ذیل میں تینوں قسم کی ہائیڈروجن کے ایٹم دیے گئے ہیں ۔



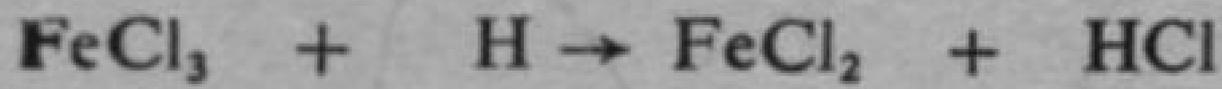
شکل 6—1 : ہائیڈروجن کے ہمجا یا آئسوٹوپ

چونکہ عام ہائیڈروجن گیس ان سب قسم کے آئسوٹوپوں پر مشتمل ہے ۔ اس لیے عام ہائیڈروجن کا اوسط ایٹمی وزن 1.008 ہے جو کہ 1 سے ذرا زیادہ ہے کیونکہ اس میں 2 اور 3 ایٹمی کمیت والے آئسوٹوپ بھی قلیل تعداد میں پائے جاتے ہیں ۔

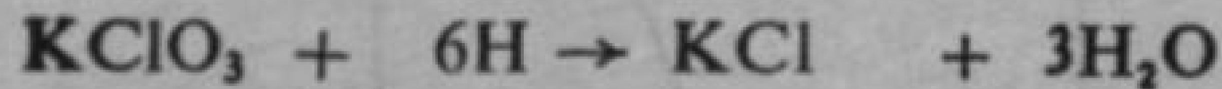
تینوں قسم کی ہائیڈروجن کے ایٹموں کا ایٹمی نمبر (Atomic Number) 1 ہی ہے کیونکہ ان سب میں ایک ایک پروٹان اور ایک ایک الیکٹران ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ان کی کیمیائی خاصیتیں بھی ایک جیسی ہیں۔ قدرتی طور پر پائے جانے والے قریباً تمام عناصر ایک سے زیادہ آئسوٹوپ رکھتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ عناصر کے ایٹمی وزن کسروں میں ہوتے ہیں۔

نوزائیدہ ہائیڈروجن (Nascent Hydrogen)

ہائیڈروجن جس لمحے پیدا ہوتی ہے۔ اس وقت کیمیائی طور پر یہ عام ہائیڈروجن سے زیادہ عامل ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر عام ہائیڈروجن اگر ترشائے ہوئے فیرک کلورائیڈ کے محلول میں سے گزاری جائے تو کوئی عمل واقع نہیں ہوتا۔ لیکن اگر فیرک کلورائیڈ میں جست کے چند ٹکڑے ڈال دیے جائیں تو پیدا ہونے والی ہائیڈروجن فیرک کلورائیڈ کو تخفیف کر کے فیرک کلورائیڈ میں تبدیل کردے گی۔



$$FeCl_3 + H \rightarrow FeCl_2 + HCl$$



$$KClO_3 + 6H \rightarrow KCl + 3H_2O$$

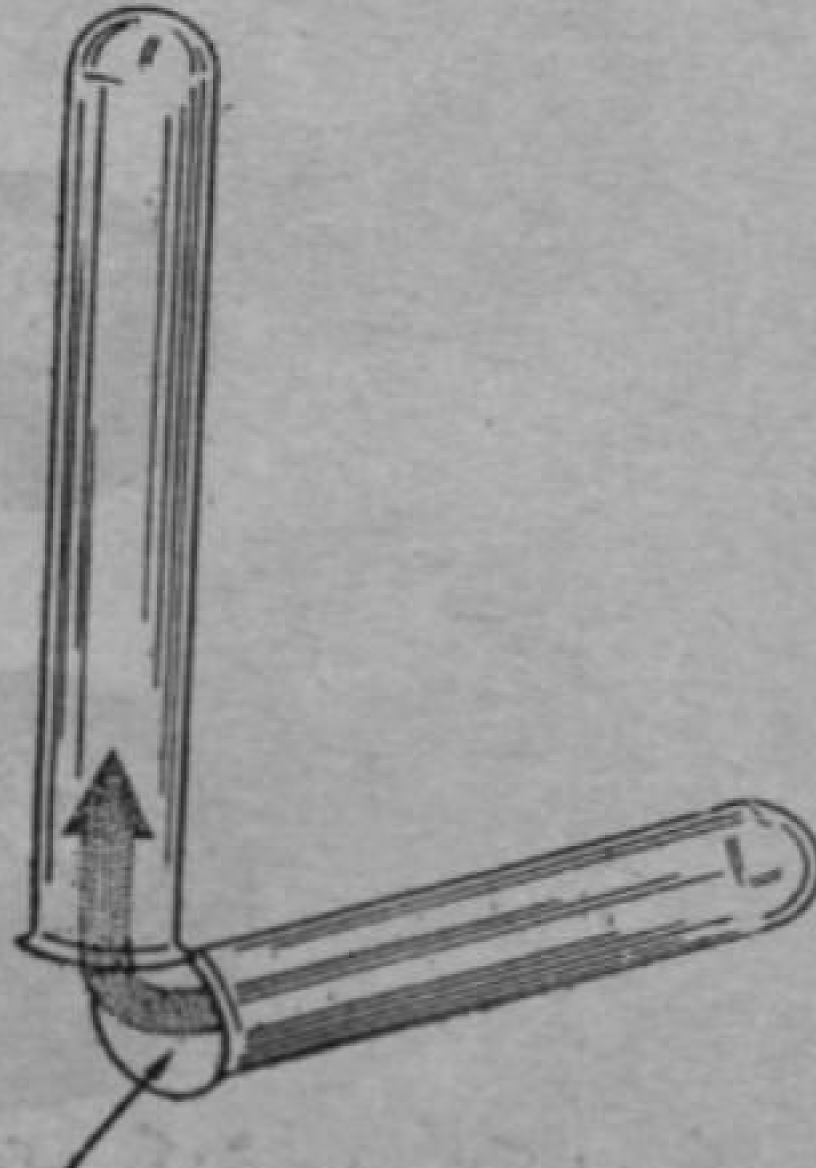
ہائیڈروجن گیس جو اس طرح بنائی جائے اور اس طرز سے عمل کرے اسے نوزائیدہ ہائیڈروجن (Nascent Hydrogen) کہتے ہیں۔

نوزائیدہ ہائیڈروجن کی عملی تیزی کی وجہ صرف یہ ہے کہ پیدا ہوتے وقت یہ اکیلے جوہروں کی صورت میں پائی جاتی ہے اس کے بر عکس عام ہائیڈروجن میں یہ جواہر آپس میں مل کر سالمات بنا دیتے ہیں۔ ان سالمات کو دوبارہ ان کے جوہروں میں توڑنے کے لیے کچھ توانائی (Energy) درکار ہوتی ہے اور تب ہی جا کر یہ کیمیائی عمل میں حصہ لے سکیں گے۔ نوزائیدہ ہائیڈروجن میں پہلے سے ہی جوہر اکیلے اکیلے ہوتے ہیں۔ اس لیے فوراً کیمیائی عمل میں حصہ لیتے ہیں۔

1.6 ہائیڈروجن کے خواص

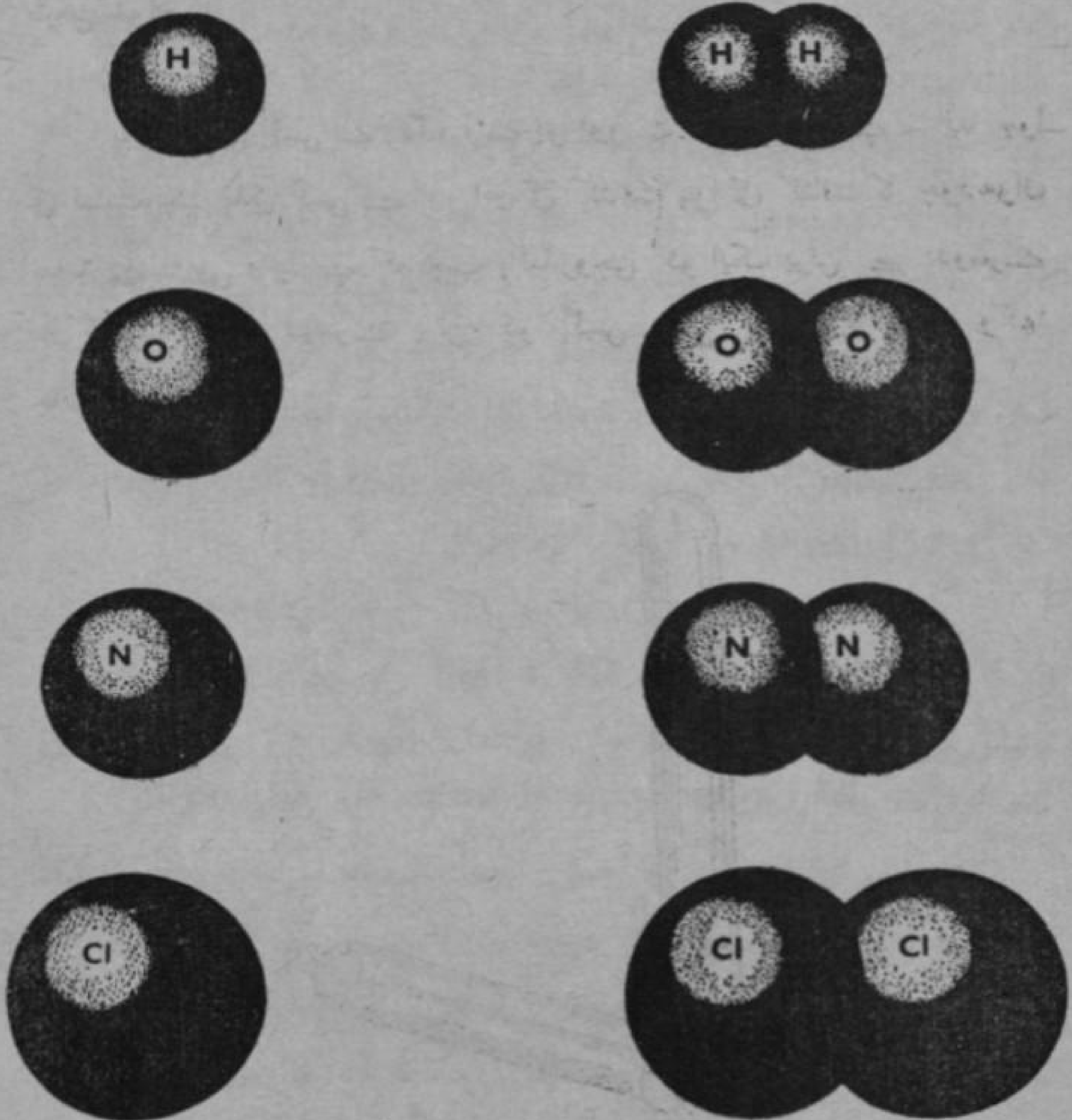
طبعی خواص

ہائیڈروجن گیس بے رنگ ، بے بو اور بے ذائقہ گیس ہے ۔ یہ ہوا کی نسبت بہت ہلکی گیس ہے اور اس کی کثافت ہوا کی کثافت کا چودھواں حصہ ہے ۔ یہی وجہ ہے کہ جب ہائیڈروجن کو ایک برتن سے دوسرے میں انڈیلنا ہو تو دوسرے برتن کو گیس والے برتن کے اوپر رکھا جاتا ہے ۔



شکل 1-7 : ہائیڈروجن گیس کا ایک ٹیوب سے دوسری ٹیوب میں منتقل کرنا۔

ہائیڈروجن کے ایٹم کا سائز باقی عناصر کے ایٹوں کے سائز سے چھوٹا ہے۔ ذیل میں چند ایٹموں کے سائزوں کا موازنہ کیا گیا ہے:



1-8 : مختلف عناصر کے ایٹموں اور مالیکیولوں کے سائزوں کا موازنہ۔

کیمیائی خواص

ہائیڈروجن ایٹم میں صرف ایک الیکٹران ہے۔ اس لیے کیمیائی عملوں میں یا تو یہ ایک الیکٹران حاصل کرکے عمل کرتی ہے یا یہ الیکٹران

کا اشتراک کرکے عمل کرتی ہے۔ الیکٹرانی اشتراک کے عمل سے کوویلنیٹ مرکبات بننے کی چند مثالیں درج ذیل ہیں :

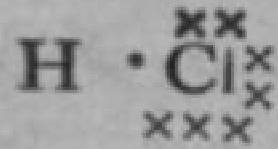
مثلاً ہائیڈروجن گیس کلورین ، آکسیجن اور نائٹروجن کے ساتھ الیکٹران کے اشتراک سے کیمیائی عمل کرکے ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس ، پانی اور امونیا بناتی ہے۔

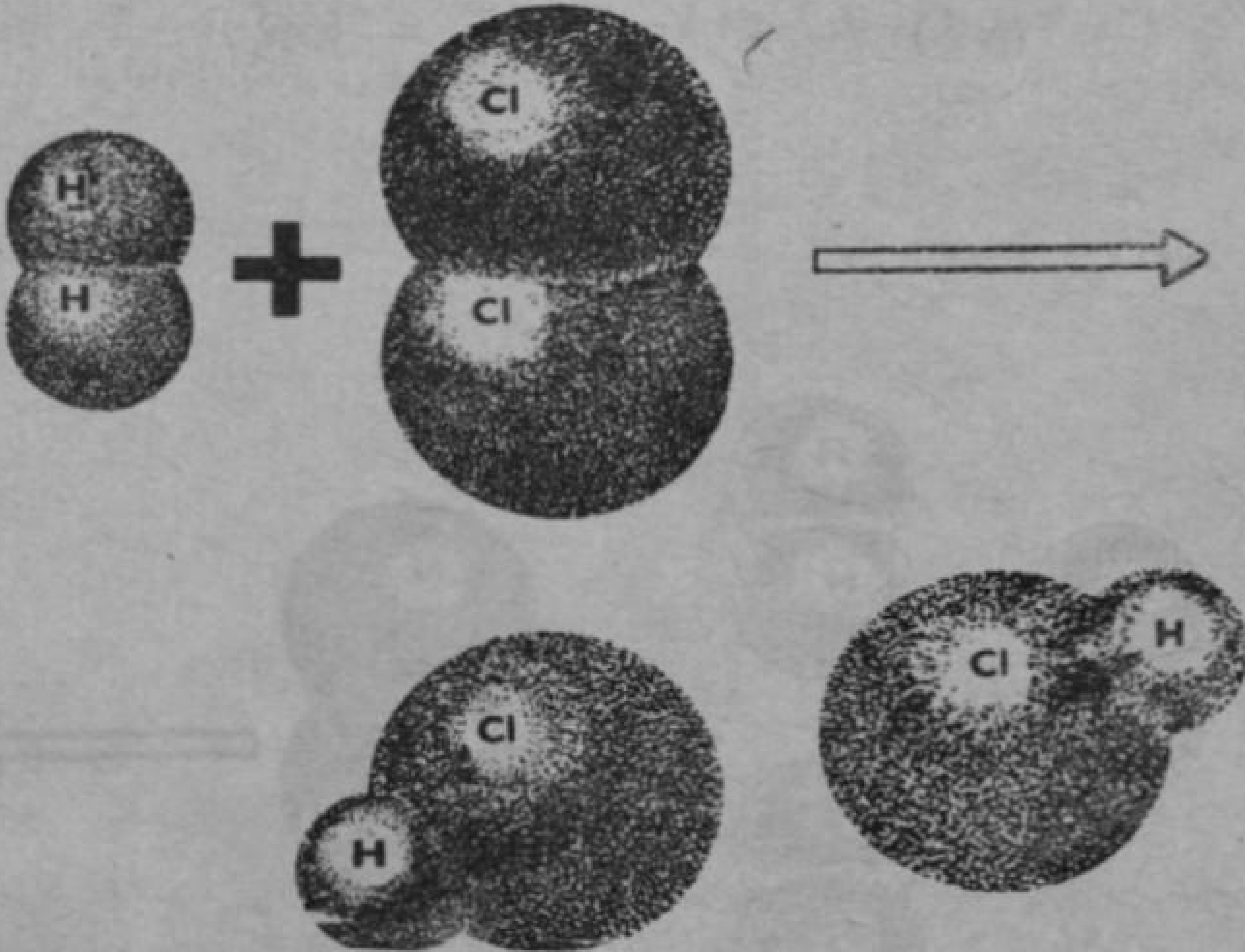


$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

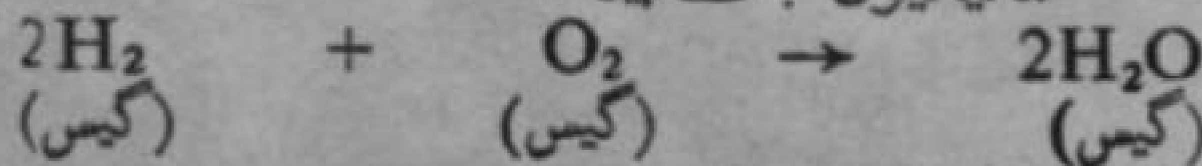
(گیس) (گیس) (گیس)

ہائیڈروجن کلورائیڈ کا الیکٹرانی فارمولا





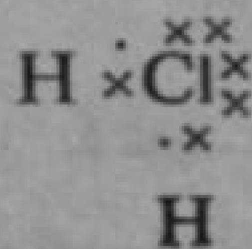
شکل 9—1 : ہائیڈرجن کا ایک مالیکیول اور کلورین کا ایک مالیکیول مل کر ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس کے دو مالیکیول بناتے ہیں۔

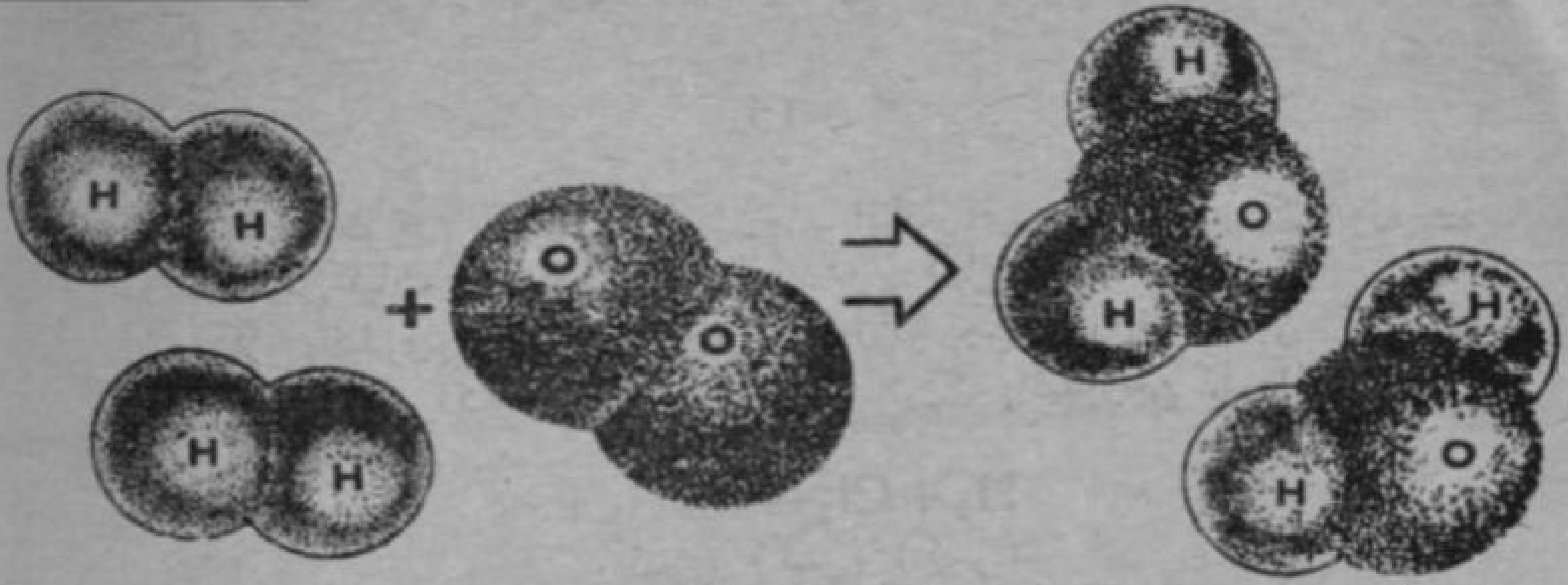


$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

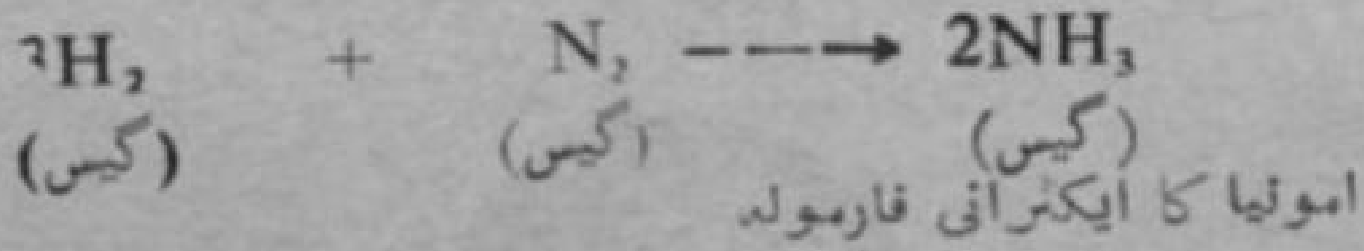
(گیس) (گیس) (گیس)

پانی کا الیکٹرانی فارمولہ





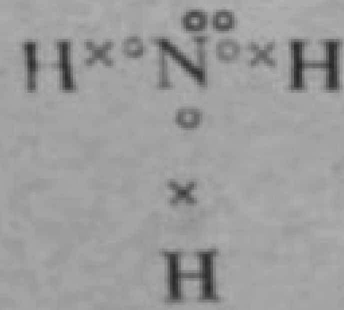
شکل 1-10 : ہائیڈروجن کے دو مالیکیول آکسیجن کے ایک مالیکیول کے ساتھ مل کر پانی کے دو مالیکیول بناتے ہیں۔

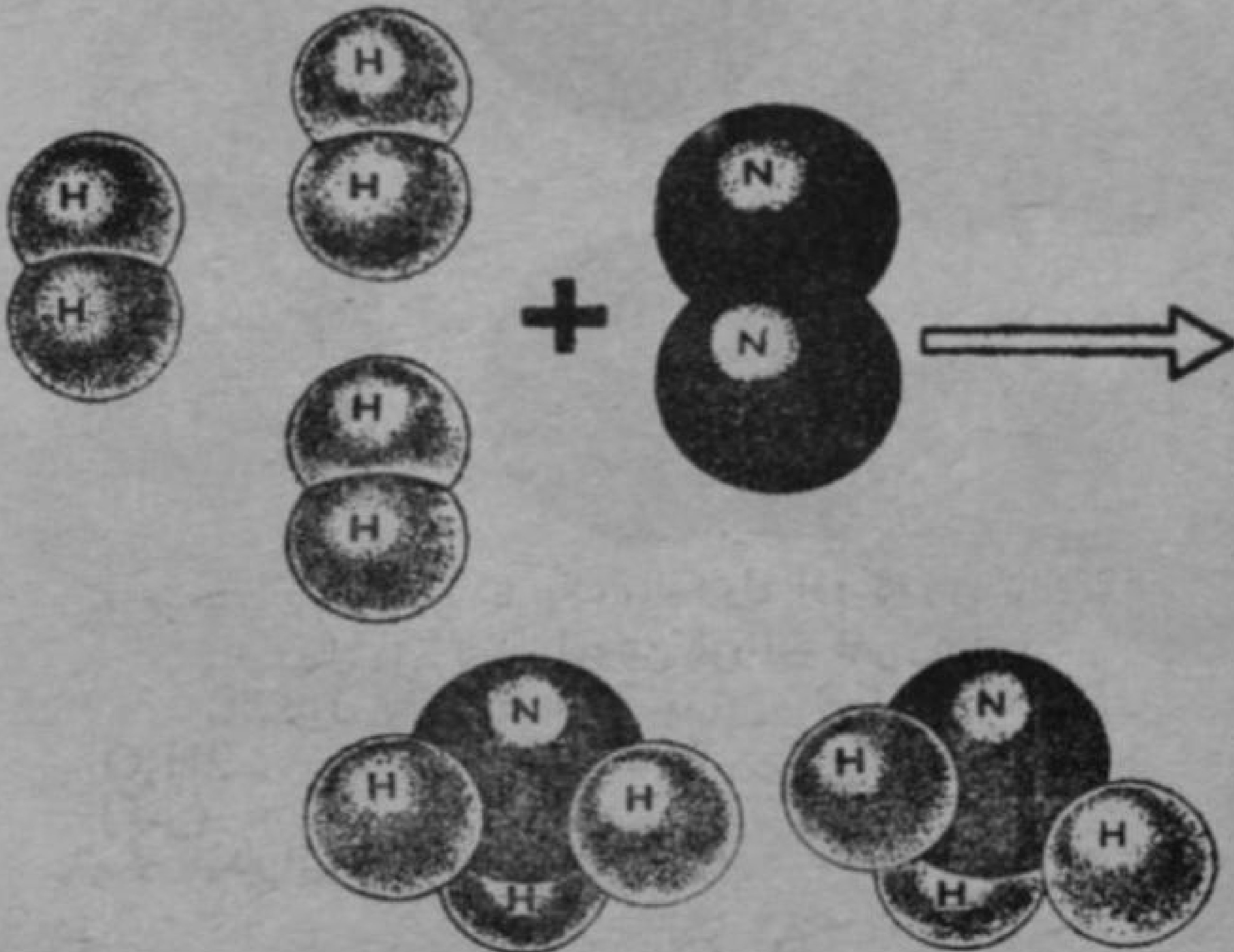


$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

(گیس) (گیس) (گیس)

امونیا کا الیکٹرانی فارمولہ





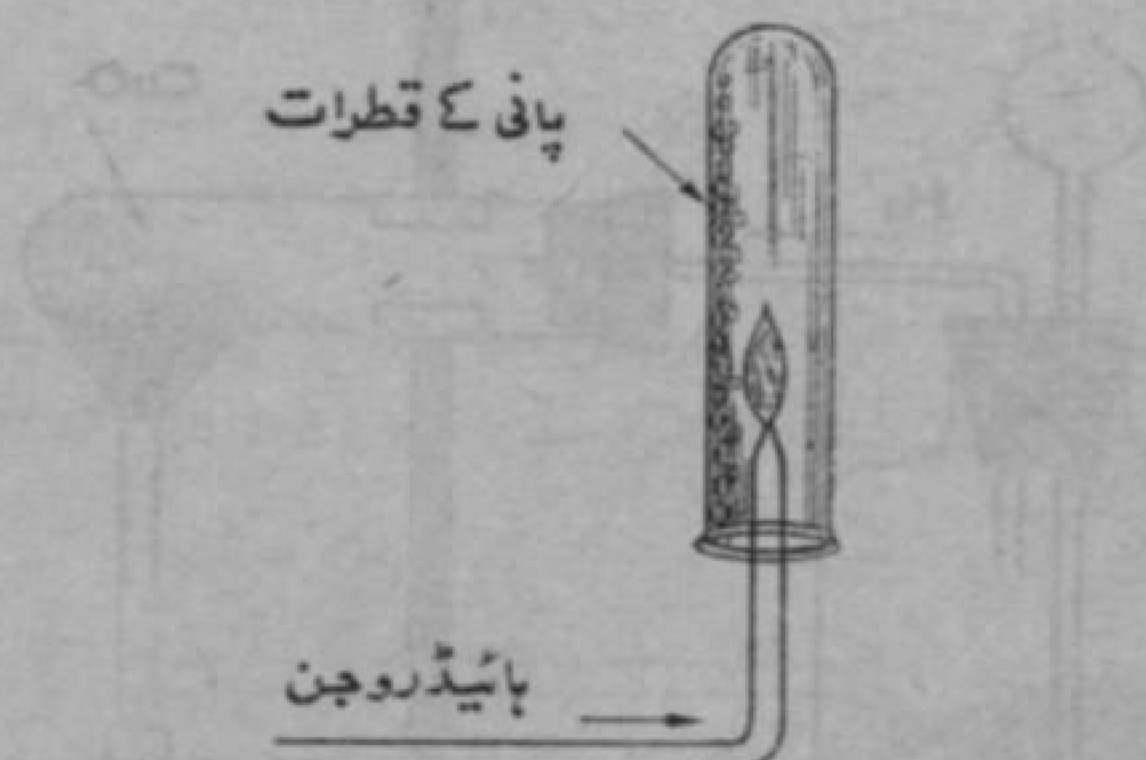
شکل 1-11 ہائیڈروجن کے تین مالیکیول نائٹروجن کے ایک مالیکیول کے ساتھ مل کر امونیا کے دو مالیکیول بناتے ہیں۔

ہائیڈروجن کا ہوا میں جلنا

کسی چیز کا جلنا دراصل ایک کیمیائی عمل ہوتا ہے - جب ہائیڈروجن ہوا میں جلتی ہے تو ہوا کی آکسیجن کے ساتھ مل کر پانی بناتی ہے - اس کا مشاہدہ آپ مندرجہ ذیل تجربے سے کر سکتے ہیں -

تجربہ

اس بوتل پر جس میں ہائیڈروجن گیس بنائی جا رہی ہو خمدار نلی کی جگہ ایک باریک نلی لگائیں اور جب خالص ہائیڈروجن نکلنی شروع ہو جائے تو نلی کے سرے پر گیس کو جلا دیں - اب اس شعلے کے اوپر ٹیسٹ ٹیوب رکھ دیں جیسا کہ شکل 12—1 میں دکھایا گیا ہے - صاف شفاف پانی کے قطرے ٹیسٹ ٹیوب کی ٹھنڈی جگہ پر اِکٹھے ہوتے نظر آئیں گے -



شکل 12-1 ہائیڈروجن گیس ہوا میں جل کر پانی بناتی ہے۔

اس تجربے میں ہائیڈروجن اور آکسیجن بے آواز جلتی ہیں لیکن اگر یہ گیس کسی برتن میں بند ہو تو پھر ان کے جلنے سے زور دار دھماکہ پیدا ہوگا اس کی وجہ یہ ہے کہ دونوں گیسوں کے درمیان تعامل سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ حاصل شدہ پانی کے بخارات کو اتنا پھیلا دیتی ہے کہ وہ دھماکے سے باہر نکلتے ہیں -

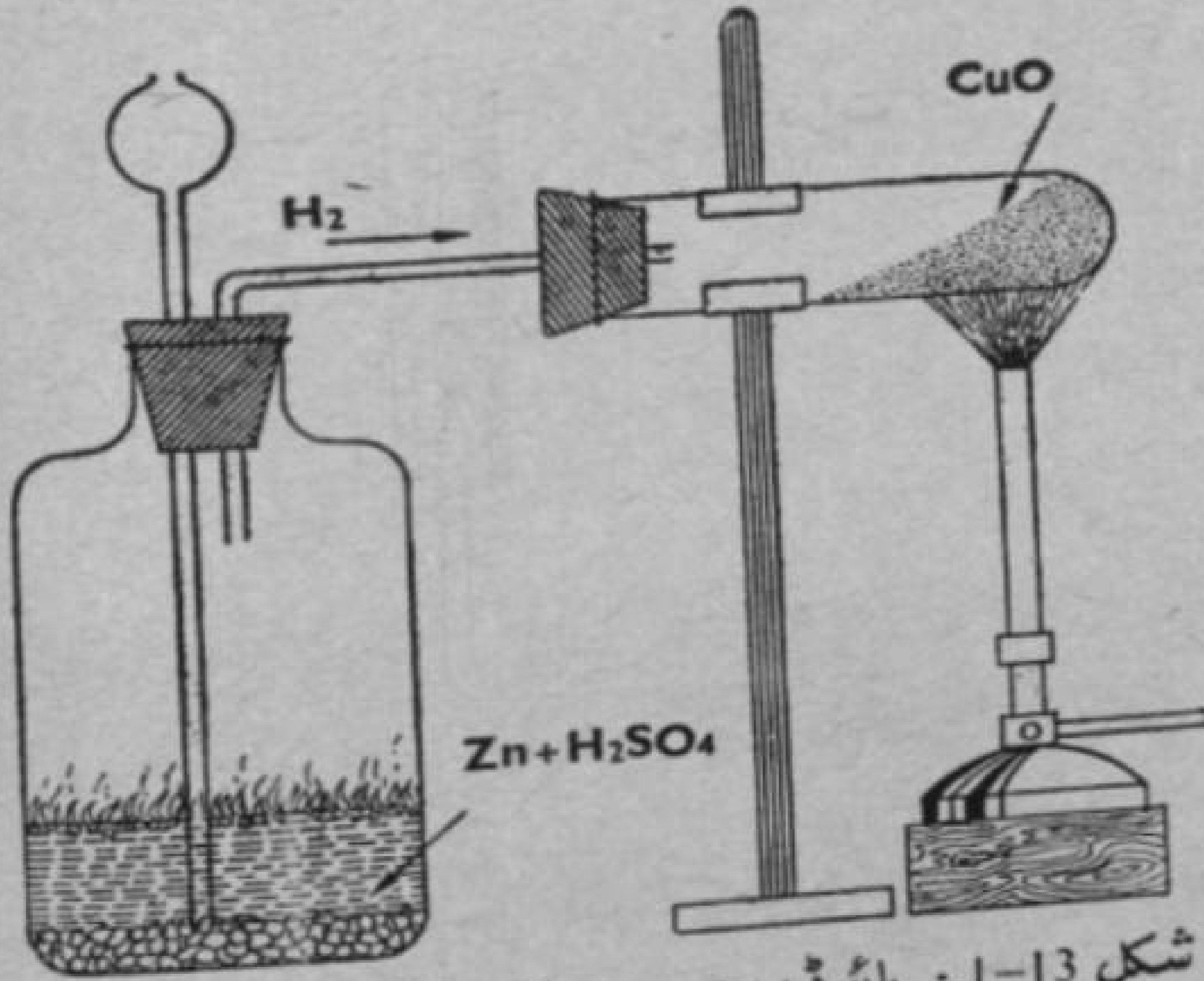
ہائیڈروجن ایک تخفیفی عامل ہے

ہائیڈروجن آکسیجن سے بہت کیمیائی (الف) رکھتی ہے اس لیے اگر

آکسیجن دوسرے عناصر کے ساتھ مرکب کی حالت میں بھی ہو تب بھی ہائیڈروجن اسے نکال لیتی ہے اور خود اس کے ساتھ مل کر پانی بنا دیتی ہے۔ اس عمل کو تخفیف کہتے ہیں اور جس عنصر میں یہ اہلیت ہو کہ وہ کسی مرکب میں سے آکسیجن نکال لے وہ تخفیفی عامل کہلاتا ہے۔

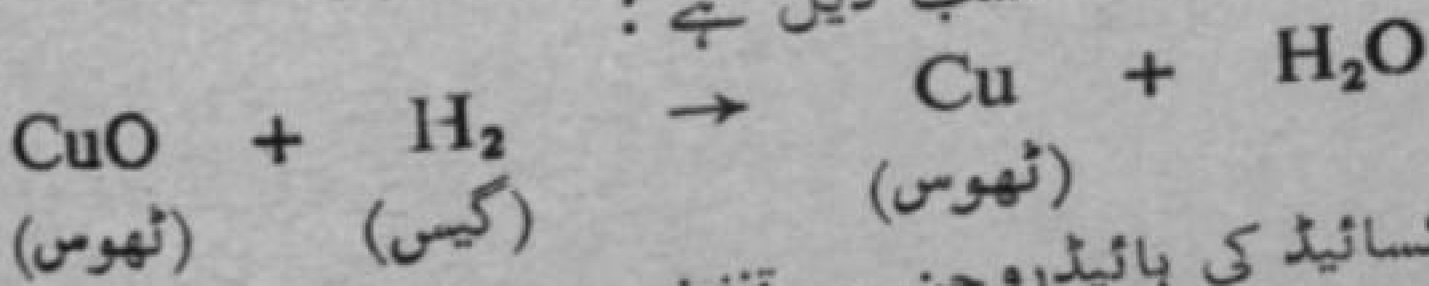
تجربہ

تجربے کے سامان کی ترتیب شکل **13—1** میں دکھائی گئی ہے۔ خشک ہائیڈروجن کو گرم کاپر آکسائیڈ پر سے گزاریں۔ یہ سیاہ آکسائیڈ فوراً سرخ رنگ کے تانبے میں تبدیل **ہو** جاتا ہے اور پیدا شدہ پانی کے بخارات ٹیوب کے ٹھنڈے حصے پر جم کر اکٹھے ہو جاتے ہیں۔



شکل 13-1 : ہائیڈروجن سے کاپر آکسائڈ کی تخفیف

اس عمل کی مساوات حسب ذیل ہے:



$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

(ٹھوس) (گیس) (ٹھوس)

کاپر آکسائیڈ کی ہائیڈروجن سے تخفیف ہو جاتی ہے اور اسی وقت ہائیڈروجن، کاپر آکسائیڈ سے تکسید ہو کر پانی میں تبدیل ہو جاتی ہے

کیونکہ کاپر آکسائیڈ اس تعامل میں تکسیدی عامل ہے - دوسرے لفظوں میں یہ سمجھیے کہ تکسیدی عمل اور تخفیفی عمل ایک ساتھ ہوتے ہیں -

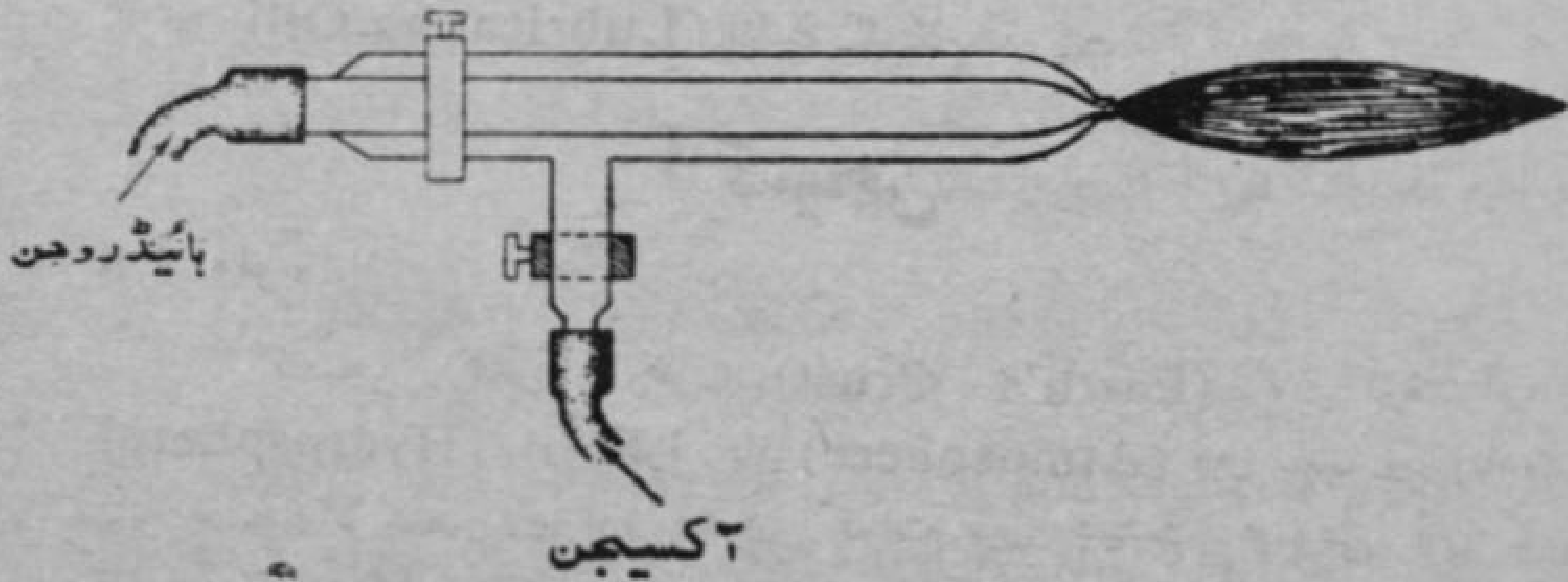
اسی طرح ہائیڈروجن کئی اور آکسائیڈوں کی بھی تخفیف کرتی ہے ، مگر جیسے جیسے دھاتوں کی عاملیت بڑھتی جاتی ہے یہ عمل مشکل ہوتا جاتا ہے ، اس لیے ہائیڈروجن تیز عامل دھاتوں کے آکسائیڈز کی تخفیف نہیں کر سکے گی - مثلاً میگنیشیم آکسائیڈ اور ہائیڈروجن میں زیادہ درجہٴ حرارت پر بھی تعامل نہیں ہوتا -

1.7 ہائیڈروجن کے استعمال

ہائیڈروجن کی بہت بڑی مقدار مختلف صنعتوں میں استعمال ہوتی ہے - اس کے کچھ اہم استعمال درج ذیل ہیں :

(1) ہائیڈروجن گیس ہلکی ہونے کے باعث غباروں میں استعمال ہوتی ہے -

(2) ہائیڈروجن اور آکسیجن کو ملا کر جلایا جائے تو بہت گرم شعلہ پیدا ہوتا ہے جسے آکسی ہائیڈروجن شعلہ (Oxy-hydrogen Flame) کہتے ہیں -



شکل 14-1 ، آکسی ہائیڈروجن ٹارچ

آکسی ہائیڈروجن ٹارچ ، دھات کی دو ٹیوبوں سے بنی ہوئی ہوتی ہے- ایک ٹیوب میں سے ہائیڈروجن اور دوسری ٹیوب میں سے آکسیجن گزاری

جاتی ہے۔ یہ دونوں گیسیں ٹارچ کے منہ پر آ کر جلتی ہیں۔ پہلے ہائیڈروجن کو جلایا جاتا ہے اور بعد میں آہستہ آہستہ آکسیجن دوسری ٹیوب میں سے گزار کر شعلے میں ملائی جاتی ہے۔ آکسی ہائیڈروجن شعلے کا درجۂ حرارت 2800°C ہوتا ہے۔ یہ اتنا گرم ہوتا ہے کہ اس میں لوہا اور دوسری دھاتیں آسانی سے پگھل جاتی ہیں، اس لیے یہ شعلہ پلاٹینم، سیسہ، فولاد اور کوارٹز وغیرہ کو جوڑنے اور کاٹنے کے کام آتا ہے۔ اگر اس شعلے میں چونے کا پتھر رکھیں تو یہ پگھلتا نہیں مگر چندھیانے والی سفید روشنی ختم کرتا ہے جسے لائم لائٹ (Lime Light) کہتے ہیں۔

(3) یہ وسیع پیمانے پر امونیا اور میتھائل الکحل بنانے کے کام آتی ہے۔

(4) ہائیڈروجن گیس بناسپتی گھی بنانے کے کام آتی ہے۔ جب یہ گیس بنولوں یا مونگ پھلی کے تیل میں نکل دھات کی موجودگی میں دباؤ کے تحت گزاری جاتی ہے تو یہ تیل سے مل کر بناسپتی گھی بنا دیتی ہے۔ اس عمل کو ہائیڈروجینیشن (Hydrogenation) کہتے ہیں۔

(5) یہ گیس کوئلے سے تالیفی پٹرول اور مشینوں کے لیے چکنانے کا تیل (Lubricating Oil) بنانے کے کام آتی ہے۔

آکسیجن

1.8 وقوع

آکسیجن قشر ارض (Earth's Crust)، کرۂ آب (Hydrosphere) اور کرۂ باد (Atmosphere) میں سب سے زیادہ پایا جانے والا عنصر ہے ان تینوں کرات میں بحیثیت مجموعی اس کا تناسب تقریباً 50 فی صد ہے۔

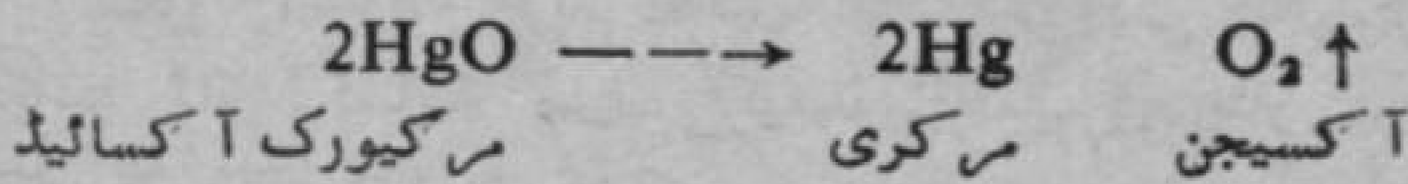
قشر ارض آکسیجن زیادہ تر آکسائیڈز اور آکسی نمکیات (Oxy Salts) کی شکل میں تقریباً 46·9 فی صد بلحاظ وزن پائی جاتی ہے۔ کرۂ زمین پر پائے جانے والے کل پانی کا 88·89 فی صد حصہ آکسیجن ہے

جب کہ کرۂ باد میں آکسیجن آزاد حالت میں قریباً 21 فی صد ہوتی ہے۔ اگرچہ جانداروں کے سانس لینے، چیزوں کے جلنے اور گلنے سڑنے میں آکسیجن لگاتار استعمال ہوتی رہتی ہے لیکن ساتھ ہی ساتھ پودوں میں ضیائی تالیف (Photosynthesis) کی وجہ سے آکسیجن دوبارہ کرۂ ہوائی میں شامل ہوتی رہتی ہے۔ اس طرح کرۂ ہوائی میں آکسیجن کا توازن برقرار رہتا ہے۔

1.9 آکسیجن کی تیاری

آکسائیڈ سے تیاری

آکسیجن بعض آکسائیڈز اور پر آکسائیڈز سے حاصل کی جا سکتی ہے۔ مثلاً اگر پارے کے سرخ آکسائیڈ (مرکیورک آکسائیڈ) کو گرم کیا جائے تو یہ پارے (مرکری) اور آکسیجن میں تحلیل ہو جاتا ہے۔

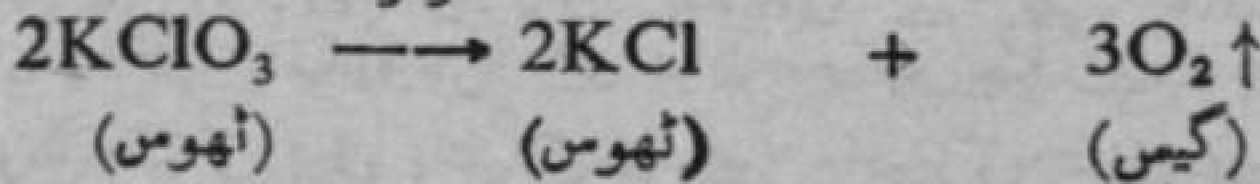


$$2HgO \xrightarrow{\text{حرارت}} 2Hg \quad O_2\uparrow$$

مرکیورک آکسائیڈ   مرکری   آکسیجن

پوٹاشیم کلوریٹ سے تیاری

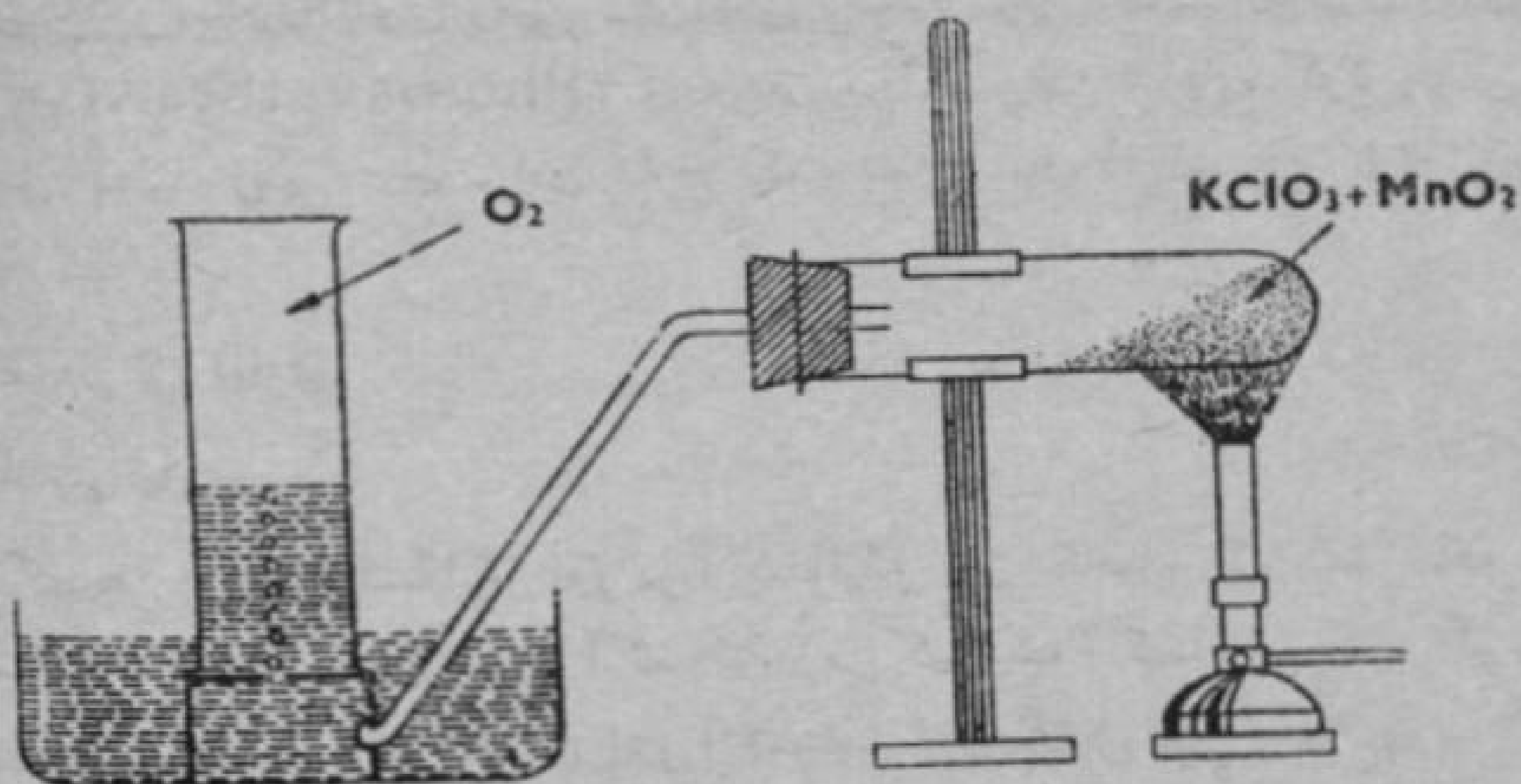
تجربہ گاہ میں آکسیجن عام طور پوٹاشیم کلوریٹ ($KClO_3$) کو گرم کرنے سے حاصل کی جاتی ہے۔ یہ مرکب حرارت سے تحلیل ہو کر پوٹاشیم کلورائیڈ اور آکسیجن بناتا ہے۔



$$2KClO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

(ٹھوس)   (ٹھوس)   (گیس)

پوٹاشیم کلوریٹ 368°C پر پگھل جاتا ہے اور قریباً 400°C پر اُبلتا ہوا معلوم ہوتا ہے یہ اُبال دراصل آکسیجن کے بلبلوں کے خارج ہونے کے باعث ہوتا ہے۔ اس مرکب کی مکمل تحلیل کے لیے قریباً 600°C تک گرم کرنے کی ضرورت پیش آتی ہے۔ لیکن اگر اس مرکب کے ساتھ مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (MnO_2) کی تھوڑی سی مقدار ملا دی جائے تو آکسیجن صرف 250°C پر ہی خارج ہونے لگتی ہے۔



شکل 15—1 : تجربہ گاہ میں آکسیجن گیس کی تیاری

مینگانیز ڈائی آکسائیڈ صرف کیمیائی عمل کی رفتار کو تیز کرتا ہے ، تبدیلی پیدا نہیں ہوتی ۔

"ایسے مرکبات جن کی موجودگی میں کسی کیمیائی عمل کی رفتار تیز ہو جائے لیکن خود ان کی کیمیائی ترکیب میں تبدیلی واقع نہ ہو عمل انگیز (Catalyst) کہلاتے ہیں" ۔ چنانچہ پوٹاشیم کلوریٹ سے آکسیجن کی تیاری میں مینگانیز ڈائی آکسائیڈ عمل انگیز کے طور پر کام کرتا ہے ۔

آکسیجن پانی (H_2O) کی برق پاشیدگی سے بھی حاصل کی جاتی ہے ۔ جس کا ذکر ہائیڈروجن کے بیان میں ہو چکا ہے ۔ وسیع پیمانے پر آکسیجن عموماً پانی کی برق پاشیدگی ہی سے حاصل کی جاتی ہے ۔

1.10 آکسیجن گیس کے خواص

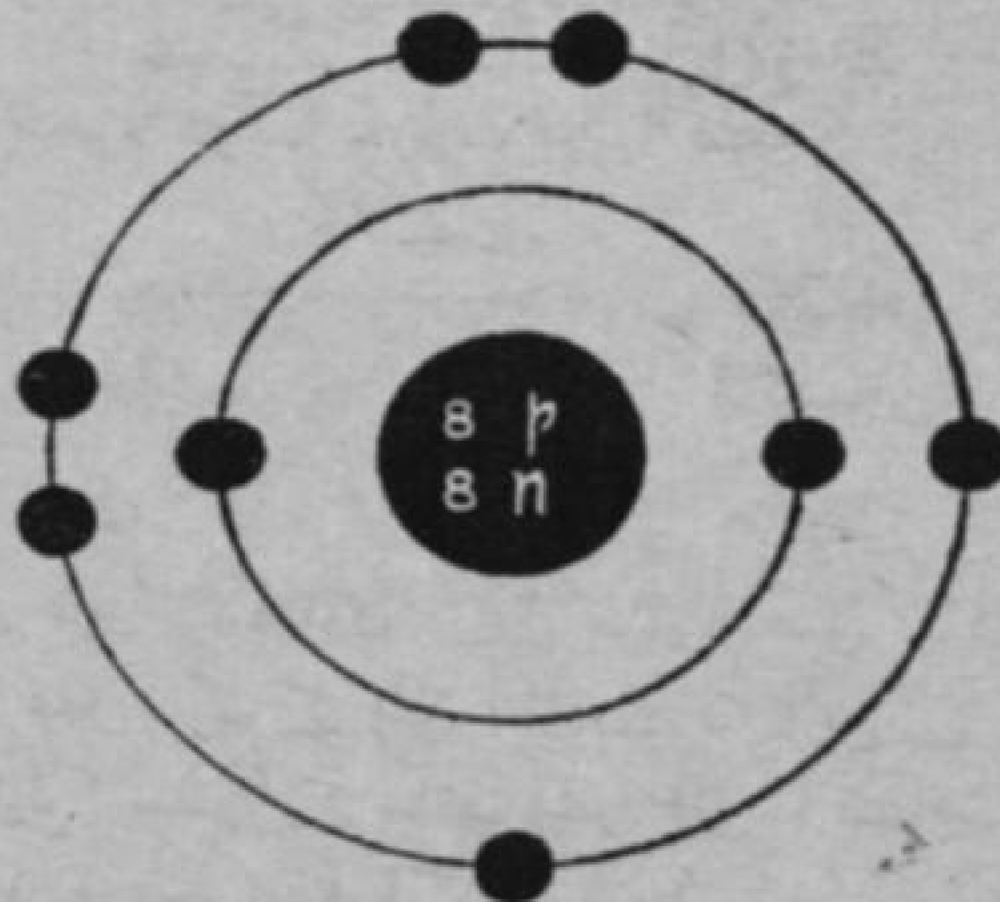
طبعی خواص

گیس کی حالت میں آکسیجن بے رنگ ، بے بو اور بے ذائقہ ہے ۔ البتہ مائع آکسیجن کا رنگ زردی مائل نیلا ہوتا ہے ۔ مائع آکسیجن کا نقطہ جوش $-183°C$ ہے ۔ آکسیجن مقناطیس کے لیے کشش رکھتی ہے ۔ اگرچہ یہ کشش لوہے اور مقناطیس کی کشش سے بہت کم ہوتی ہے ۔ یہ پانی میں کسی حد تک حل پذیر ہے ۔

کیمیائی خواص

آکسیجن گیس O_2 مالیکیولوں کی صورت میں ہوتی ہے، یعنی آکسیجن کا مالیکیول دو ایٹموں پر مشتمل ہے، لیکن اس کی ایک اور قسم O_3 مالیکیولوں کی صورت میں بھی ہوتی ہے۔ اس قسم کو اوزون (Ozone) کا نام دیا گیا ہے

آکسیجن کے ایٹم کی ساخت مندرجہ ذیل ماڈل سے ظاہر ہے :



شکل 16-1 : آکسیجن کے ایٹم کی ساخت

اس ساخت کے مطابق آکسیجن کے ایٹم کے بیرونی شیل میں 16 لیکٹران ہوتے ہیں اس لیے یہ عنصر پیریاڈک چارٹ کے چھٹے گروپ میں رکھا گیا ہے۔ مرکب بناتے وقت یہ یا دو الیکٹران حاصل کرکے آئنی بانڈ والے مرکبات بناتی ہے، پھر اپنے دو الیکٹرانوں کے اشتراک سے کوویلنٹ بانڈ والے مرکبات بناتی ہے۔

دھاتوں کے ساتھ عمل

آکسیجن بہت عامل عنصر ہے اور سوائے چاندی، سونے اور پلاٹینم کے باقی تمام دھاتوں کے ساتھ براہ راست کیمیائی تعامل کرکے آکسائیڈ بناتی ہے۔

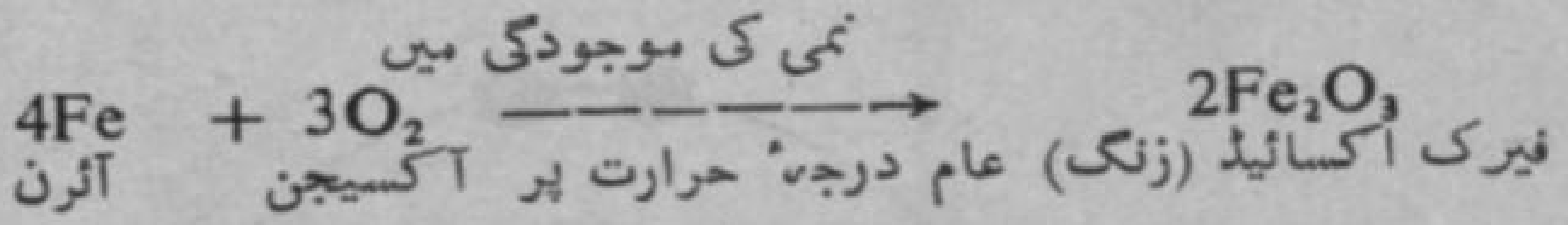
مثلاً سوڈیم کے ساتھ سوڈیم آکسائیڈ بناتی ہے۔



$$4Na \text{ (ٹھوس)} + O_2 \text{ (گیس)} \longrightarrow 2Na_2O \text{ (ٹھوس)}$$

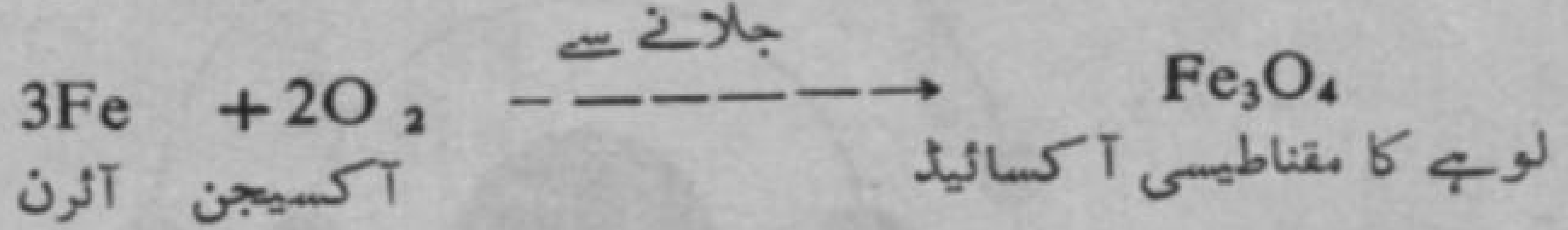
سوڈیم   آکسیجن   سوڈیم آکسائیڈ

لوہے کا آکسیجن کے ساتھ عام درجۂ حرارت پر، اور نمی کی موجودگی میں عمل بہت سست ہوتا ہے اور زنگ بنتا ہے، لیکن اگر لوہے کو گرم کرکے خالص آکسیجن کے سلنڈر میں لے جائیں تو لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ بنے گا:



$$4Fe + 3O_2 \xrightarrow{\text{نمی کی موجودگی میں}} 2Fe_2O_3$$

آئرن   آکسیجن   عام درجۂ حرارت پر   فیرک آکسائیڈ (زنگ)

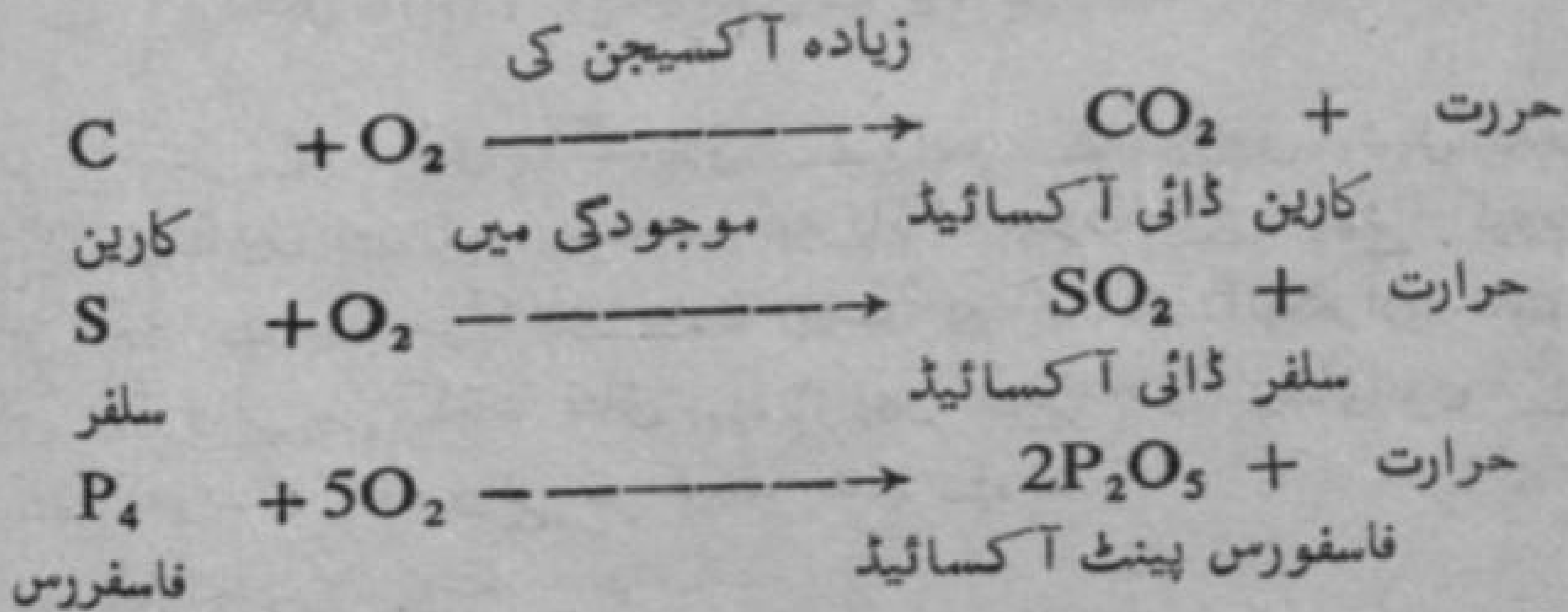


$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{\text{جلانے سے}} Fe_3O_4$$

آئرن   آکسیجن   لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ

غیر دھاتوں کے ساتھ عمل

آکسیجن اکثر غیر دھاتوں کے ساتھ عمل کرتی ہے، مثلاً ہائیڈروجن کے ساتھ عمل کرکے پانی بناتی ہے۔ کاربن کے ساتھ عمل کر کے کاربن ڈائی اکسائیڈ، سلفر کے ساتھ سلفر ڈائی اکسائیڈ اور فاسفورس کے ساتھ عمل کرکے فاسفورس پینٹ آکسائیڈ بناتی ہے:



$$C + O_2 \xrightarrow{\text{زیادہ آکسیجن کی موجودگی میں}} CO_2 + \text{حرارت}$$

کاربن   کاربن ڈائی آکسائیڈ

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 + \text{حرارت}$$

سلفر   سلفر ڈائی آکسائیڈ

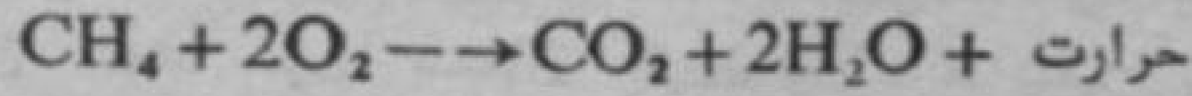
$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5 + \text{حرارت}$$

فاسفورس   فاسفورس پینٹ آکسائیڈ

آکسیجن کے کسی دوسرے عنصر کے ساتھ تعامل کو تکسیدی عمل کہا جاتا ہے اور جو عنصر آکسیجن کے ساتھ عمل کرے اس کی تکسید ہو جاتی ہے۔

مرکبات کے ساتھ تعامل

آکسیجن بہت سے مرکبات کے ساتھ بھی تعامل کرتی ہے۔ مثلاً میتھین $(CH)_4$ آکسیجن کے ساتھ عمل کرکے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی بناتی ہے۔



$$CH_4 + 2O_2 \dashrightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{حرارت}$$

میتھین

میتھین، قدرتی گیس (مثلاً سوئی گیس) کا جزو اعظم ہے۔ اس عمل میں بہت سی حرارت بھی خارج ہوتی ہے، اس لیے اس گیس کو ایندھن کے طور پر ہوا میں جلا کر حرارت حاصل کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

جب کسی کیمیائی عمل میں حرارت اور روشنی کی صورت میں توانائی خارج ہوتی ہو تو ایسے عمل کو عمل احتراق یا جلنے کا عمل کہتے ہیں۔ عام طور پر عناصر اور مرکبات کے آکسیجن کے ساتھ کیمیائی تعامل میں بہت توانائی خارج ہوتی ہے جو اکثر حرارت اور روشنی کی شکل میں ہوتی ہے۔

پانی

1-11 وقوع

اس دنیا میں پانی کثرت سے موجود ہے۔ دنیا کے گلوب کو دیکھ کر آپ اندازہ کر سکتے ہیں کہ سمندروں اور دریاؤں کی صورت میں پانی نے کرۂ ارض کا تقریباً $\frac{3}{4}$ حصہ گھیرا ہوا ہے۔ کرۂ ارض پر اندازاً سولہ کروڑ مکعب کلومیٹر پانی ہے۔ پانی کی کافی مقدار بخارات کی صورت میں فضا میں بھی موجود رہتی ہے۔ آبی بخارات ہوا میں ہمیشہ موجود رہتے ہیں۔ انسانی جسم کا 2/3 حصہ پانی ہے۔ اس طرح کسی انسان کے جسم میں جس کا وزن 150 پونڈ ہو، تقریباً 100 پونڈ پانی ہوتا ہے۔ سبزیوں اور پھلوں مثلاً کھیرا، ٹماٹر اور ساگ وغیرہ میں 90 فیصد سے بھی زیادہ پانی ہوتا ہے۔ کاغذ میں جسے ہم خشک سمجھتے ہیں، تقریباً 10 فیصد پانی ہوتا ہے۔

آکسیجن کے استعمال

ہر جاندار کو سانس لینے کے لیے آکسیجن کی ضرورت ہے۔ اس کے بغیر زندگی ناممکن ہے۔

(1) اسے آکسی ہائیڈروجن شعلہ (Oxy-hydrogen Flame) یا آکسی ایسی ٹلین شعلہ میں استعمال کرتے ہیں۔ یہ شعلے لوہے کی چادریں کاٹنے اور جوڑ لگانے کے کام آتے ہیں۔

(2) ہسپتالوں میں نمونیا اور دق کے مریضوں کے مصنوعی تنفس کے لیے کام آتی ہے۔ بلند پہاڑوں اور ہوائی جہازوں پر بھی سانس لینے کے لیے استعمال ہوتی ہے۔

(3) مائع آکسیجن اور کوئلے کو ملا کر بہت خطرناک دھما کو (Explosive) آمیزہ بن جاتا ہے۔

(4) تکسیدی عامل کی حیثیت سے یہ بہت سی صنعتوں میں استعمال ہوتا ہے۔ مثلاً نائٹرک ایسڈ اور سپرٹ بڑے پیمانے پر اسی کی مدد سے بنتی ہے۔

پانی کے خواص

خالص پانی بے رنگ ، بے بو اور بے ذائقہ شفاف مائع ہے۔ یہ تینوں حالتوں ، ٹھوس ، مائع اور بخارات کی صورت میں ملتا ہے۔ فارن ہائیٹ سکیل پر اس کا نقطۂ انجماد 32°F اور 760 ملی میٹر دباؤ پر نقطۂ جوش 212°F ہے۔ سینٹی گریڈ سکیل پر پانی صفر درجے پر جمتا اور 100° درجے پر جوش کھاتا ہے۔

بالعموم جب چیزوں کو گرم کیا جائے تو وہ پھیلتی ہیں لیکن پانی کا طرز عمل دوسرے مائعات سے قدرے مختلف ہے۔ تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ پانی جمنے پر پھیلتا ہے۔ جب کسی پوری طرح بھرے ہوئے بند برتن میں پانی کو منجمد کیا جائے تو برتن کی دیواروں پر تقریباً پندرہ ٹن فی مربع انچ کا دباؤ پڑتا ہے ، جس سے برتن کی دیواریں پھٹ

جاتی ہیں ۔ عام طور پر مشاہدے میں آیا ہے کہ موسم سرما میں پانی کے نل بھی جمنے سے پھٹ جاتے ہیں ۔

پانی کیمیائی طور پر قیام پذیر مرکب ہے ۔ یہ آسانی سے اپنے اجزا میں تحلیل نہیں ہوتا ۔ یہ بہت اہم محلل ہے ۔

1.12 زیر زمین پانی

بارش کے پانی کا کچھ حصہ زمین میں جذب ہو جاتا ہے جسے زمینی پانی یا (Ground Water) کہتے ہیں ۔ جس طرح اسفنج پانی جذب کرتے کرتے کچھ وقفے کے بعد سیر ہو جاتا ہے ، اسی طرح زمین بھی پانی جذب کرکے کچھ عرصے کے بعد سیر ہو جاتی ہے ۔ اس زیر زمین پانی کی اوپر والی سطح کو سطح سیرابی یا واٹر ٹیبل کہتے ہیں۔ کسی علاقے کے واٹر ٹیبل کی گہرائی کا انحصار بارش کی مقدار اور وہاں کی زمین کی ساخت پر ہوتا ہے ۔ خشک موسم میں واٹر ٹیبل گر جاتا ہے اور کئی کم گہرے کنوئیں اسی وجہ سے خشک ہو جاتے ہیں ۔

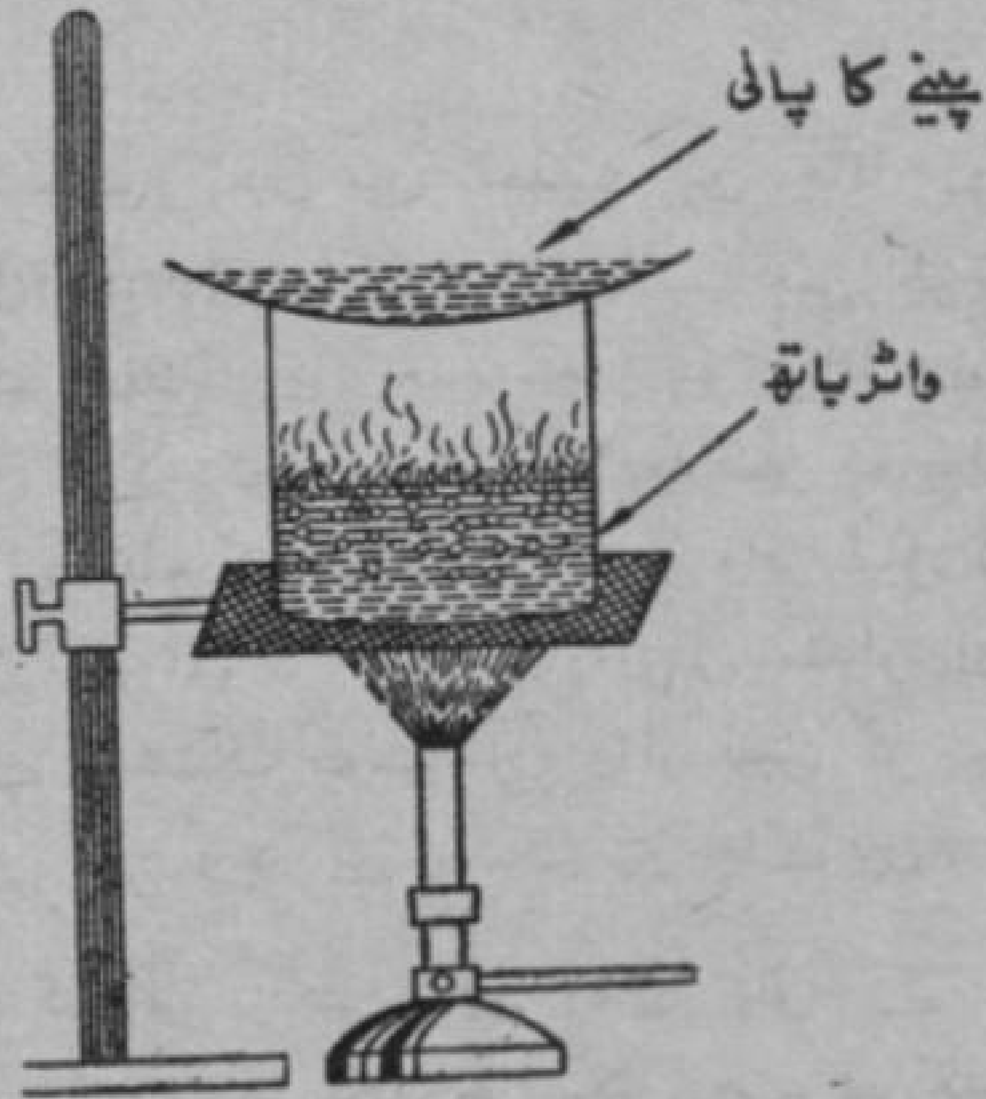
کئی علاقوں میں کم گہرائی پر بھی زیر زمین پانی کے ذخیرے ہوتے ہیں جہاں سے پانی کھود کر نکالا جا سکتا ہے ۔ یہ کنوئیں زیر زمین چٹان میں سوراخ کرکے بنائے جاتے ہیں جو پانی کی تہ تک پہنچ جاتے ہیں ۔ ان کنوؤں میں سے پانی اپنے دباؤ سے باہر نکلتا ہے ۔

1.13 خالص پانی عام نہیں ملتا

باوجودیکہ پانی کی اتنی افراط ہے ، پھر بھی کیمیائی طور پر خالص پانی عام نہیں ملتا ۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ پانی اچھا محلل ہونے کے باعث جن راستوں سے گزرتا ہے وہاں سے کئی لوثیں (Impurities) حل کر لیتا ہے ۔ عام طور پر جب ہم خالص پانی کے متعلق ذکر کرتے ہیں تو ہمارا مطلب اس پانی سے ہوتا ہے جو پینے کے قابل ہو ۔ پینے کا اچھا پانی کیمیائی لحاظ سے خالص نہیں ہوتا مگر اس کی لوثیں بے ضرر ہوتی ہیں ۔ دراصل پانی کا مزا تب ہی بہتر ہوتا ہے اگر اس میں کچھ نمکیات موجود ہوں ۔

تجربہ

پینے کا کچھ پانی ایک واچ گلاس (Watch Glass) میں ڈالیں اور اسے ابلتے ہوئے پانی کے بیکر کے اوپر گرم کر کے بخارات میں تبدیل کر دیں جیسا کہ شکل نمبر 1-17 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 1-17 پینے کے پانی میں ٹھوس حل شدہ لوٹوں کی موجودگی

جب تمام بخارات پانی میں تبدیل ہو جائے تو واچ گلاس کا اچھی طرح معائنہ کریں آپ واچ گلاس پر کسی ٹھوس شے کی تہ بنی ہوئی دیکھیں گے۔ اب اسی تجربے کو کسی دوسرے واچ گلاس میں کشید شدہ پانی ڈال کر دہرائیں۔ آپ دیکھیں گے کہ اس میں پانی اڑنے کے بعد کوئی ٹھوس شے باقی نہیں رہے گی۔ اس تجربے سے ثابت ہوتا ہے کہ تمام پانی میں کچھ لوٹیں حل شدہ ہوتی ہیں، اور کشید شدہ پانی خالص ہوتا ہے۔ قدرتی طور پر خالص ترین پانی بارش کی صورت میں پایا جاتا ہے۔ جب بارش کا پانی نیچے آتے ہوئے ہوا میں گزرتا ہے تو اس میں گیسیں مثلاً آکسیجن، نائٹروجن، امونیا، نائٹروجن کے آکسائیڈ،

خاکی ذرات اور جراثیم وغیرہ خفیف مقدار میں مل جاتے ہیں ۔ پھر بھی بارش کا پانی دیگر حل شدہ لوثوں سے پاک اور نسبتاً خالص ہوتا ہے ۔ جیسے ہی بارش کا پانی زمین پر گرتا ہے یہ معدنی ، نباتاتی اور حیوانی لوثیں حل کر لیتا ہے ۔ یہ لوثیں پانی کو اکثر پینے اور کپڑے دھونے کے ناقابل بنا دیتی ہیں ۔

1.14 پانی کی نامیاتی اور معدنی لوثین :

(1) حل شدہ لوثیں (Soluble Impurities) ۔
(2) غیر حل شدہ لوثیں (Insoluble Impurities) ۔
یہ دو اقسام مزید دو حصوں میں تقسیم کی جا سکتی ہیں :

(ا) نامیاتی (Organic) مادے ۔
(ب) غیر نامیاتی (Inorganic) یا معدنی مادے ۔

جو لوثیں نباتاتی یا حیواناتی ہوں وہ نامیاتی کہلاتی ہیں ۔ اگر نامیاتی لوثیں زیادہ مقدار میں ہوں تو یہ خطرناک بھی ثابت ہو سکتی ہیں ۔ مثلاً درختوں کے پتے اور گھاس اگرچہ بے ضرر معلوم ہوتے ہیں ، لیکن بعض دفعہ یہ بہت خطرناک بھی ہوسکتے ہیں کیونکہ ان پر کئی قسم کے جراثیم پرورش پاتے ہیں ۔ بارش کے پانی کا کچھ حصہ ندی نالوں یا دریاؤں کی صورت اختیار کر لیتا ہے ۔ جوں جوں یہ مختلف جگہوں سے گزرتا ہے ' اپنے ساتھ تیرتی ہوئی اور حل شدہ لوثیں (معدنی اور نباتاتی) بھی بہا کر لے جاتا ہے ۔ مثلاً اگر کوئی ندی اس علاقے میں سے گزرے جہاں چونے کے پتھر کی چٹان واقع ہو ' تو اس ندی کا پانی کچھ کیلشیم کے مرکبات حل کر لے گا اور کچھ مرکبات اس میں معلق رہ جائیں گے ۔

1.15 شہروں میں پانی کی فراہمی

پینے کے پانی کی دستیابی کا انحصار رہائشی مقامات کے محل وقوع پر ہوتا ہے ۔ گاؤں میں پانی کنوؤں سے دستیاب ہوتا ہے ۔ کنوئیں ایسی جگہ پر ہونے چاہئیں ' جہاں سے ایسی لوثوں کی آمیزش نہ ہوسکے جو پانی کو پینے کے ناقابل بنا دیتی ہیں ۔ اگر کنوئیں کی دیواریں پکی نہ

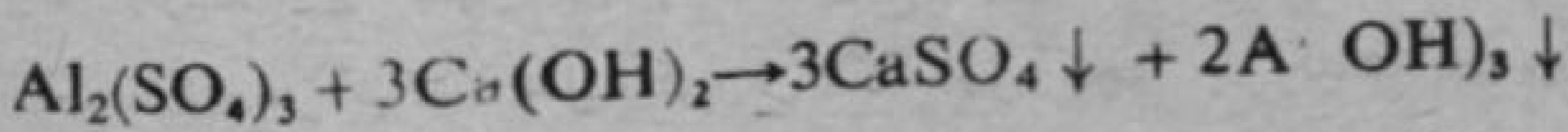
ہوں تو زمین کی لوثیں اُس میں شامل ہوتی رہتی ہیں ۔ بعض شہروں میں پانی دستیاب ہونے کا ذریعہ دریا یا نہریں ہو سکتی ہیں ۔ اس پانی کو پینے کے لائق بنانے کے لیے بڑے تالابوں میں تقطیر کیا جاتا ہے اور پھر اُس میں مختلف جراثیم کش ادویہ ڈال کر اُس کو صاف کر لیا جاتا ہے ۔ بعد میں اُسے بڑے بڑے نلوں کے ذریعے فراہم کر دیا جاتا ہے ۔

پانی کو پینے کے قابل بنانے کا طریقہ

قدرتی ذرائع سے حاصل کیے ہوئے پانی کو مندرجہ ذیل طریقوں سے صاف کیا جا سکتا ہے :

(i) نتھارنا

پانی کو ایک بڑے تالاب میں رکھا جاتا ہے ۔ جس سے بھاری بھاری تیرتی ہوئی لوثیں نیچے پیندے میں بیٹھ جاتی ہیں ۔ اس کے بعد اس پانی کو دوسرے تالاب میں لے جایا جاتا ہے ۔ چونکہ پانی میں لوثوں کے چھوٹے چھوٹے ذرات بڑی آہستگی سے نیچے تہ پر بیٹھتے ہیں ، اس لیے اس عمل کو تیز کرنے کے لیے تھوڑی مقدار میں ایلومینیم سلفیٹ $[Al_2(SO_4)_3]$ اور کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ $[Ca(OH)_2]$ پانی میں ڈال دیتے ہیں ۔ یہ دونوں مرکبات آپس میں تعامل کرکے ایلومینیم ہائیڈرو آکسائیڈ $[Al(OH)_3]$ اور کیلشیم سلفیٹ $(CaSO_4)$ کے رسوب بنا دیتے ہیں ۔

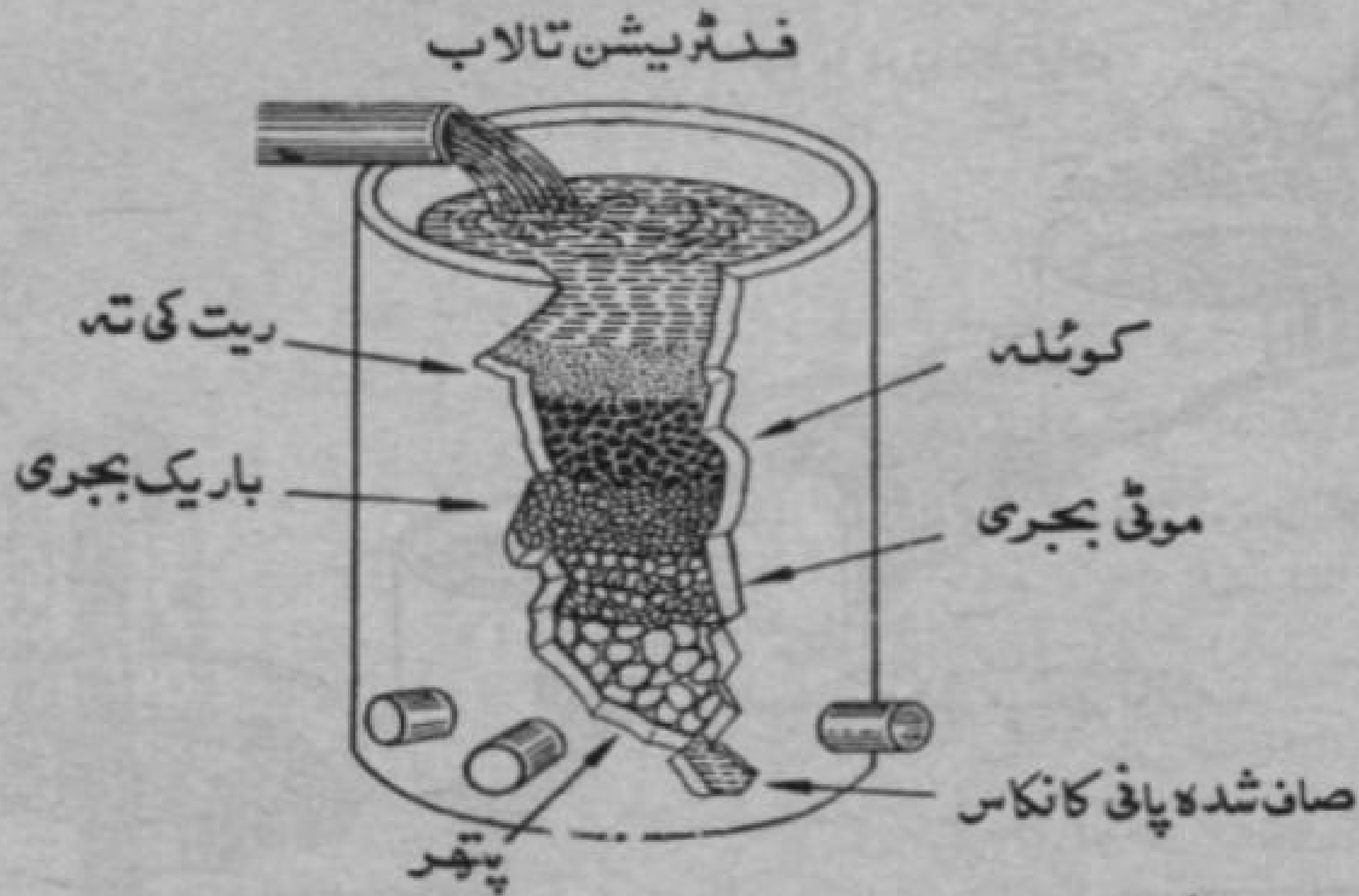


$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 3CaSO_4 \downarrow + 2Al(OH)_3 \downarrow$$

تیر کا نشان (↓) ظاہر کرتا ہے کہ پیدا شدہ مرکبات رسوب (Precipitate) یا غیر حل پذیر چیزیں ہیں جو لوثوں کے باریک ذارت کو بھی اپنے ساتھ لے کر نیچے بیٹھ جاتی ہیں ۔ جراثیم بھی ان رسوبوں میں پھنس جاتے ہیں ۔ اس عمل سے بہت سی معلّق لوثیں پانی سے دور ہو جاتی ہیں ۔

(ii) تقطیر

نتھارنے کے بعد پانی کو بڑے بڑے فلٹر یشن یعنی تقطیری ٹینک میں تقطیر کرتے ہیں ' جس کا طریقہ یہ ہے کہ پانی کو ریت ' کوئلے ' بجری اور پتھر کی تہوں میں سے گزارتے ہیں ' جن کی موٹائی تقریباً $1\frac{1}{2}$ میٹر ہوتی ہے -



شکل 18-1 :

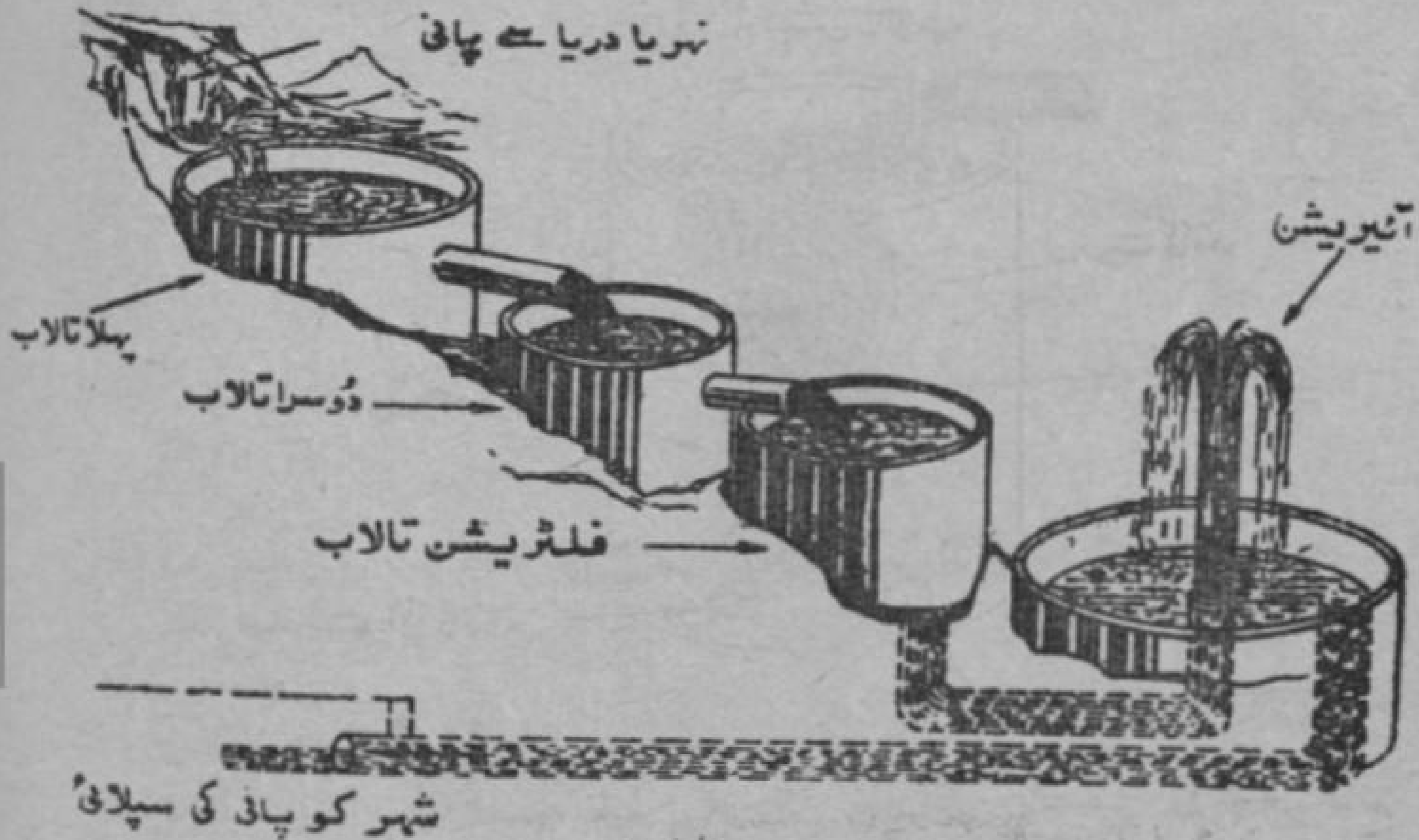
صاف پانی آہستہ آہستہ تقطیر ہو کر فلٹریشن ٹینک کے نیچے جمع ہو جاتا ہے - بجری کی تہ کے اوپر ریت کی تہ ہوتی ہے اور ان دونوں تہوں کے درمیان کوئلے کی تہ رکھی جاتی ہے جو پانی میں موجود رنگ دار اور بدبو دار مادوں کو جذب کر لیتی ہے -

جب پانی میں سے معلق لوثیں دور کر لی گئی ہوں تو صرف جراثیم باقی رہ جاتے ہیں - جن کو ذیل میں دیے ہوئے کیمیائی طریقوں میں سے کسی ایک طریقے سے دور کیا جا سکتا ہے -

(iii) ایئریشن (Aeration)

ہوا کی آکسیجن بھی نباتاتی اور حیوانی مادے اور جراثیم کو تباہ کر دیتی ہے - اگر پانی کے حوض کو کھلی ہوا یا دھوپ میں **چھوڑ**

دیا جائے تو تمام جراثیم مر جاتے ہیں - اسی طرح اگر مندرجہ بالا تقطیر شدہ پانی کو فوارے کے ذریعے پھوار بنا کر ہوا میں پھینکا جائے، تو ہوا کی آکسیجن پانی سے تعامل کرکے جراثیم اور دیگر کثافتوں کو تباہ کر دیتی ہے - اس طریقے کو ایئریشن (Aeration) کہتے ہیں - یہ طریقہ نیویارک میں رائج ہے جہاں پر ہر روز 6 کروڑ گیلن پانی اس طریقے سے صاف کیا جاتا ہے -



شکل 19-1 : شہروں کو صاف پانی کی سپلائی کا نظام

(iv) کلورینیشن (Chlorination)

یہ طریقہ پانی کو پینے کے قابل بنانے کے لیے عام طور پر استعمال ہوتا ہے - اس سے تمام مضرت رساں جراثیم تباہ ہو جاتے ہیں اور پانی پینے کے قابل ہو جاتا ہے موسم اور پانی کی حالت کے مطابق کلورین کی مناسب مقدار تقطیر شدہ پانی میں ڈال دی جاتی ہے جس سے تمام جراثیم مر جاتے ہیں اور پانی صاف ہو جاتا ہے -

(v) فلوریڈیشن (Fluoridation)

کئی علاقوں میں فلورائیڈ آئن (F^-) پانی میں کم ہوتے ہیں -

عام حالات میں ہماری خوراک میں فلورین بہت کم پائی جاتی ہے - اس لیے خوراک میں اس کی کمی کو پورا کرنے کے لیے ہمیں پانی میں فلورائڈ نمک ڈالنے کی ضرورت پڑتی ہے - دانتوں کے ڈاکٹروں کا خیال ہے کہ خوراک میں فلورین کی موجودگی سے دانتوں کی نشو و نما بہتر ہوتی ہے اس لیے فلوریڈیشن کے عمل سے صاف شدہ پانی دانتوں کی خرابیوں کو روکتا ہے -

1.16 نرم اور سخت پانی (SOFT AND HARD WATER)

یہ روز مرہ کا مشاہدہ ہے کہ بعض پانی صابن سے بہت جھاگ دیتا ہے اور اس لیے کپڑوں کا میل دور کرنے میں بہت مفید ثابت ہوتا ہے - مثلاً بارش کے پانی میں صابن زیادہ جھاگ پیدا کرتا ہے - لیکن بعض علاقے ایسے بھی ہیں جہاں کا پانی جھاگ پیدا کرنے کی بجائے پھٹکیاں بنا دیتا ہے اور جوں جوں ہم صابن رگڑتے جاتے ہیں' وہ پھٹکیوں میں تبدیل ہو جاتا ہے اور کپڑوں کا میل دور نہیں کرتا - ایسا پانی کپڑے دھونے کے قابل نہیں ہوتا بلکہ یہ پھٹکیاں کپڑے پر چکنائی کی ایک تہہ چھوڑ جاتی ہیں اِس لحاظ سے پانی کو دو قسموں میں تقسیم کیا جاتا ہے -

(i) نرم پانی (Soft Water)

وہ پانی جس میں صابن آسانی سے جھاگ پیدا کرتا ہے نرم پانی کہلاتا ہے -

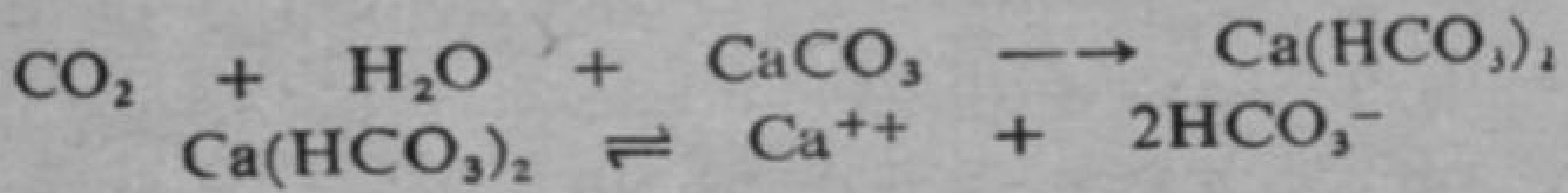
(ii) سخت پانی (Hard Water)

وہ پانی جس میں صابن جھاگ کی بجائی پھٹکیاں پیدا کرتا ہے سخت پانی کہلاتا ہے -

پانی میں سختی پیدا ہونے کی وجہ

بارش کا پانی زمین پر گرتے وقت ہوا میں سے تھوڑی سی کاربن ڈائی آکسائیڈ حل کر لیتا ہے - یہ پانی زمین کی تہوں کے نیچے جذب ہوتے وقت گلی سڑی جڑوں سے اور دوسری نباتاتی چیزوں سے کاربن

ڈائی آکسائیڈ حل کرتا چلا جاتا ہے - اگر یہ پانی زمین سے گزرتا ہوا کسی چونے کے پتھر (کیلشیم کاربونیٹ) کی چٹان یا میگنیشیم کاربونیٹ کی تہوں میں سے گزرے تو غیر حل پذیر مرکبات مثلاً کیلشیم کاربونیٹ اور میگنیشیم کاربونیٹ پانی میں حل شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ سے مل کر کیلشیم اور میگنیشیم بائی کاربونیٹ بنا دیتے ہیں جو پانی میں حل ہو کر کیلشیم اور میگنیشیم آئن (Ca^{++} اور Mg^{++}) اور بائی کاربونیٹ آئن (HCO_3^-) میں تقسیم ہو جاتے ہیں -

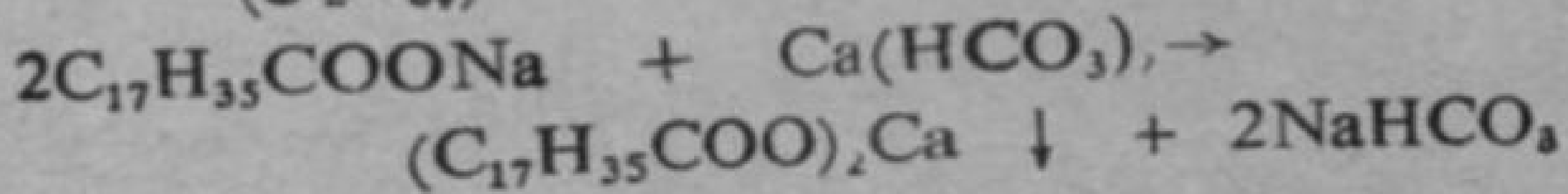


$$CO_2 + H_2O + CaCO_3 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$
$$Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons Ca^{++} + 2HCO_3^-$$

ان کیلشیم اور میگنیشیم آئنوں (Ca^{++} اور Mg^{++}) کی موجودگی کی وجہ سے پانی سخت ہوتا ہے - جب سخت پانی میں **صابن** ملاتے ہیں تو صابن ان آئنوں سے عمل کر کے کیلشیم اور میگنیشیم کے غیر حل پذیر مرکب بنا دیتا ہے اور پھٹکیوں کی صورت میں ظاہر ہوتا ہے -

سوڈیم بائی کاربونیٹ + ↓ کیلشیم سٹیریٹ ← کیلشیم بائی کاربونیٹ + سوڈیم سٹیریٹ

(پھٹکیاں)



$$2C_{17}H_{35}COONa + Ca(HCO_3)_2 \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca \downarrow + 2NaHCO_3$$

یہ وہی پھٹکیاں ہیں جو عموماً نہانے والے ٹب کے اندر دیکھی جاتی ہیں -

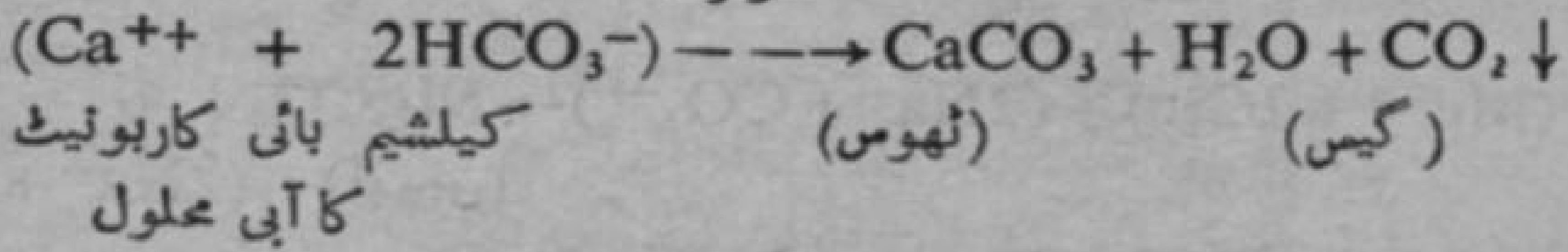
سخت پانی دو قسم کا ہوتا ہے - ایک سخت پانی ایسا ہوتا ہے - جو صرف اُبالنے ہی سے نرم پانی بن جاتا ہے - اس قسم کے سخت پانی کو عارضی سخت پانی کہتے ہیں - لیکن اگر اُبالنے سے بھی سختی دور نہ ہو تو اُسے مستقل سخت پانی کہتے ہیں -

عارضی سخت پانی میں کیلشیم بائی کاربونیٹ یا میگنیشیم بائی کاربونیٹ حل شدہ ہوتے ہیں اور مستقل سخت پانی میں کیلشیم یا میگنیشیم کے کلورائیڈ یا سلفیٹ حل شدہ ہوتے ہیں -

عارضی سختی کو دور کرنے کے طریقے

(i) اُبالنے سے

جب عارضی سخت پانی کو اُبالا جاتا ہے تو حل شدہ کیلشیم اور میگنیشیم کے بائی کاربونیٹ ، کاربونیٹ اور کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتے ہیں ۔ یہ پانی میں غیر حل پذیر ہونے کی وجہ سے نیچے بیٹھ جاتے ہیں اور کاربن ڈائی آکسائیڈ ہوا میں چلی جاتی ہے ۔



$$(Ca^{++} + 2HCO_3^-) \xrightarrow{\text{حرارت}} CaCO_3 + H_2O + CO_2 \downarrow$$

کیلشیم بائی کاربونیٹ کا آبی محلول   (ٹھوس)   (گیس)

کیلشیم کاربونیٹ غیر حل پذیر ہونے کی وجہ سے کیلشیم آئن نہیں دیتا ، اس لیے یہ صابن سے تعامل نہیں کرتا اور پھٹکیاں نہیں بناتا ۔ ایسا ہی عمل میگنیشیم بائی کاربونیٹ کا حرارت سے ہوتا ہے ۔

کثیر مقدار میں پانی کو نرم بنانے کا یہ طریقہ بہت مہنگا پڑتا ہے ، اس لیے عام طور پر یہ طریقہ استعمال نہیں ہوتا ۔

(ii) کلارک کا طریقہ (Clark's Method)

یہ طریقہ وسیع پیمانے پر پانی نرم بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے ۔ پانی کے حوض میں چونے کا پانی مناسب مقدار میں ملا دیا جاتا ہے ۔ اس سے سخت پانی کے حل شدہ نمکیات مثلاً کیلشیم یا میگنیشیم بائی کاربونیٹ چونے سے تعامل کرکے کیلشیم یا میگنیشیم کاربونیٹ میں تبدیل ہو جاتے ہیں جو غیر حل پذیر ہونے کی وجہ سے نیچے تہ میں بیٹھ جاتے ہیں ۔ اُوپر سے صاف اور نرم پانی دوسرے حوض میں نتھار لیا جاتا ہے ۔

$$(Ca^{++} + 2HCO_3^-) + (Ca^{++} + 2OH^-) \rightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

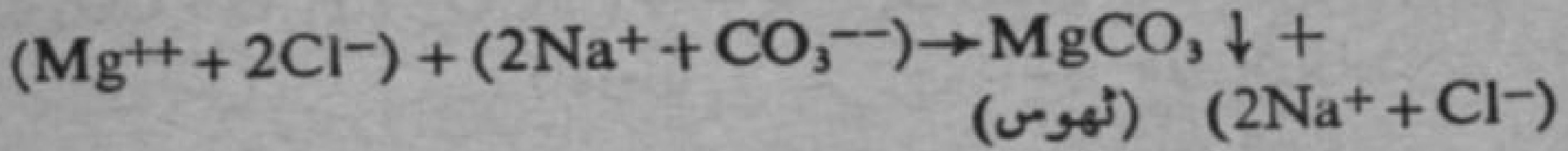
سخت پانی کا مرکب   چونے کا پانی   (ٹھوس)

یہ طریقہ گھروں میں استعمال کیا جا سکتا ہے ۔ بوائلر میں استعمال کے لیے نرم پانی تیار کرنے کے لیے بھی یہ طریقہ استعمال کیا جا سکتا ہے ، مگر یہ مہنگا پڑتا ہے ۔

مستقل سختی دور کرنے کا طریقہ

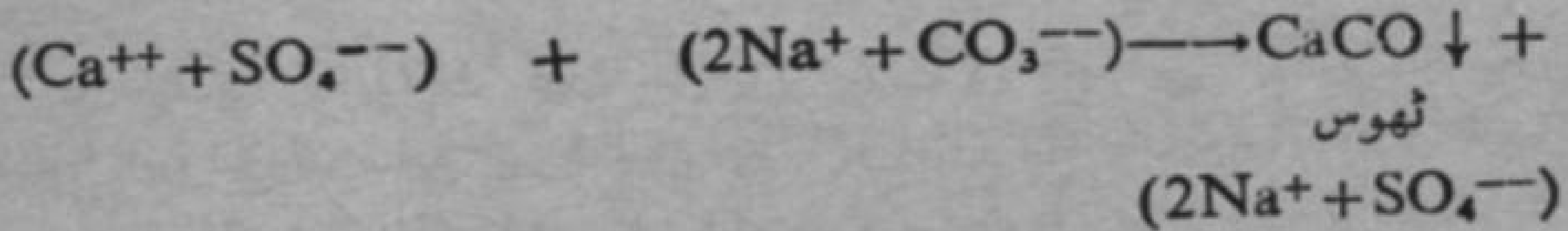
(i) دھوبی سوڈا ڈالنے سے

جیسا کہ پہلے ذکر کیا جا چکا ہے ' پانی کی مستقل سختی بھی سوڈیم کاربونیٹ یا دھوبی سوڈا ڈالنے سے دور کی جا سکتی ہے - اس سے کیلشیم اور میگنیشیم کے آئن کیلشیم اور میگنیشیم کے کاربونیٹ میں تبدیل ہو جاتے ہیں جو غیر حل پذیر ٹھوس ہونے کی وجہ سے تہہ میں بیٹھ جاتے ہیں -



$$(Mg^{++} + 2Cl^{-}) + (2Na^{+} + CO_3^{--}) \rightarrow MgCO_3 \downarrow + (2Na^{+} + Cl^{-})$$

(ٹھوس)



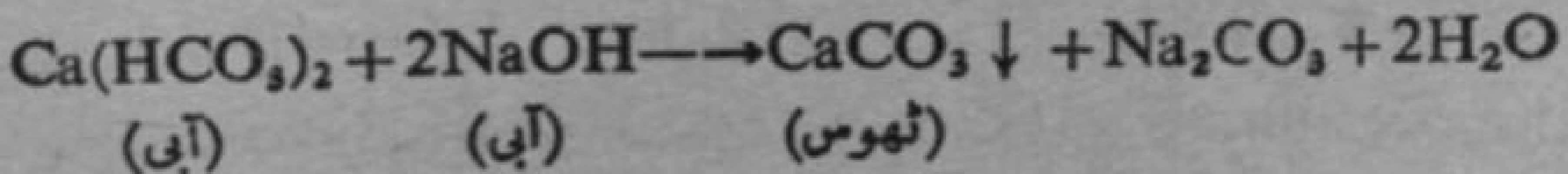
$$(Ca^{++} + SO_4^{--}) + (2Na^{+} + CO_3^{--}) \longrightarrow CaCO \downarrow + (2Na^{+} + SO_4^{--})$$

ٹھوس

سوڈیم سلفیٹ اور کلورائیڈ آئن اگرچہ پانی میں موجود رہتے ہیں لیکن صابن پر اثر نہیں ڈالتے -

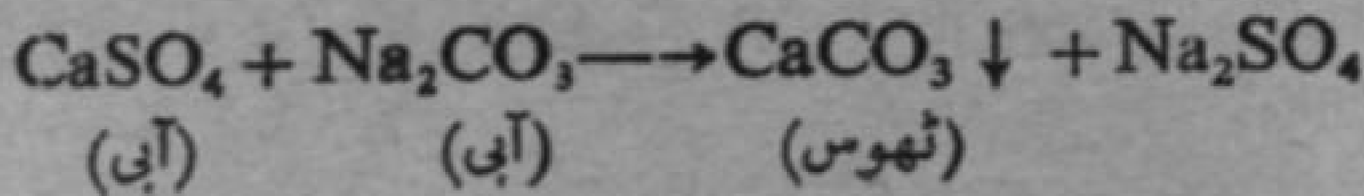
(ii) کاسٹک سوڈا ڈالنے سے

اگر پانی میں عارضی اور مستقل سختی دونوں موجود ہوں تو اسے کاسٹک سوڈا ڈالنے سے دور کیا جا سکتا ہے - پہلے یہ کیلشیم اور میگنیشیم بائی کاربونیٹ سے تعامل کرکے کیلشیم اور میگنیشیم کے کاربونیٹ بنا دیتا ہے اور اس کے عمل میں جو سوڈیم کاربونیٹ بنتا ہے ' وہ کیلشیم اور میگنیشیم کے سلفیٹ کے ساتھ تعامل کرکے انھیں غیر حل پذیر کیلشیم اور میگنیشیم کے کاربونیٹ میں تبدیل کر دیتا ہے ' جو نیچے تہہ میں بیٹھ جاتے ہیں اور پانی نرم ہو جاتا ہے -



$$Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O$$

(آبی) (آبی) (ٹھوس)

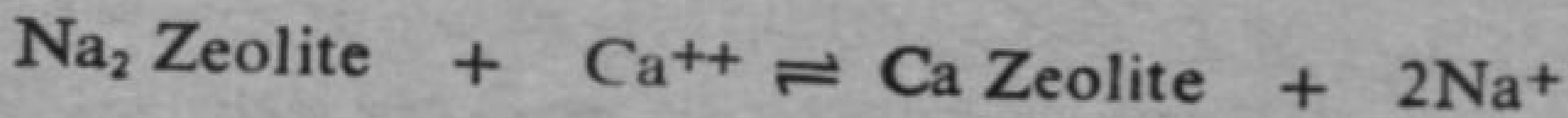


$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

(آبی) (آبی) (ٹھوس)

(iii) آئن ایکسچینج کا طریقہ (Ion Exchange Method)

سخت پانی کو نرم پانی میں تبدیل کرنے کا طریقہ آئنی تبادلے (Ion Exchange Method) کا ہے۔ اس طریقے میں زیولائیٹ مرکبات آئنی تبادلے کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں۔ زیولائیٹ قدرتی یا تالیفی سوڈیم ایلومینو سلیکیٹ کے پیچیدہ مرکبات ہوتے ہیں۔ جن میں سوڈیم مثبت آئن کی صورت میں ہوتے ہیں۔ اس طریقے کا انحصار اس اصول پر ہے کہ زیولائیٹ کے ڈھانچے سے سوڈیم کے آئنوں کا کیلشیم اور میگنیشیم کے آئنوں سے تبادلہ کیا جا سکتا ہے۔ جب سخت پانی کو ایسے ٹینکوں میں سے گزارا جاتا ہے جن میں دانے دار زیولائیٹ بھرا ہوتا ہے تو سخت پانی کے کیلشیم اور میگنیشیم کے آئن سوڈیم کے آئن کو نکال کر ان کی جگہ لے لیتے ہیں۔ اس عمل میں جو کیلشیم اور میگنیشیم کے ایلومینو سلیکیٹ بنتے ہیں انہیں مرتکز سوڈیم کلورائیڈ کے محلول سے دوبارہ سوڈیم ایلومینو سلیکیٹ میں تبدیل کر لیا جاتا ہے یعنی یہ ایک متعاکس (Reversible Reaction) تعامل ہے۔



$$Na_2\,Zeolite + Ca^{++} \rightleftharpoons Ca\,Zeolite + 2Na^{+}$$

پانی کو نرم بناتے وقت تعامل بائیں سے دائیں جانب ہوتا ہے۔ جب سارا سوڈیم زیولائیٹ کیلشیم زیولائیٹ میں تبدیل ہو جاتا ہے تو سوڈیم کلورائیڈ کے متعاکس عمل سے سوڈیم زیولائیٹ حاصل کرکے اسے دوبارہ پانی کو نرم کرنے کے قابل بنا لیا جاتا ہے۔

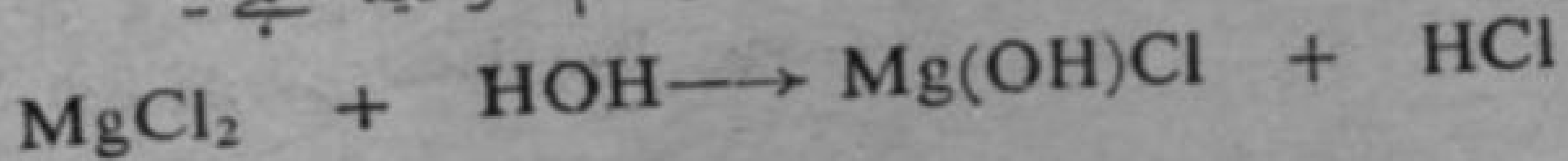
سمندری پانی سے نمک دور کرنے کا طریقہ

آئن ایکسچینج کا طریقہ سمندری پانی سے نمکیات دور کرنے اور اسے پینے کے قابل بنانے کے لیے بھی استعمال ہوتا ہے۔ آج کل خاص قسم کی جھلیاں بھی سمندی پانی سے مثبت اور منفی آئن دور کرنے کے لیے استعمال ہوتی ہیں۔ یہ طریقہ خوردنی نمک اور اس کے مرکبات کو سمندری پانی سے دور کرنے کے لیے بہت مفید ثابت ہوا ہے اور سمندری پانی کر پینے کے قابل بنانے کے لیے استعمال ہوتا ہے۔

سخت پانی کے نقصانات

(1) اگر سخت پانی سے کپڑے دھوئے جائیں تو جیسا کہ پہلے ذکر کیا جا چکا ہے وہ نکھرتے نہیں ۔ علاوہ ازیں صابن پھٹکیوں کی صورت میں ضائع ہوتا رہتا ہے ۔ جب سخت پانی سے کیلشیم اور میگنیشیم کے مرکبات صابن سے تعامل کرکے علیحدہ ہو جائیں تو پھر جو صابن استعمال ہوگا وہ کپڑے کی میل دور کرنے میں صرف ہوگا ۔ اس طرح شروع میں صابن کا بہت سا حصہ سختی دور کرنے میں ہی ضائع ہو جائے گا ۔

(2) سخت پانی صنعت میں بھی کئی مسائل پیدا کر دیتا ہے ۔ خاص طور پر جب یہ بھاپ کے بوائلر اور گرم نالیوں میں استعمال کیا جائے تو کئی قسم کی الجھنیں پیدا کرتا ہے ۔ مثلاً بوائلر میں استعمال کرنے سے کیلشیم اور میگنیشیم کے بائی کاربونیٹ حرارت سے تحلیل ہو کر کیلشیم اور میگنیشیم کے کاربونیٹ میں تبدیل ہو جاتے ہیں ، کاربن ڈائی آکسائیڈ خارج ہو جاتی ہے اور کیلشیم اور میگنیشیم کے کاربونیٹ کی تہہ بوائلر کی اندرونی سطح پر جم جاتی ہے ۔ یہ تہہ حرارت کے لیے غیر موصل ہوتی ہے اور حرارت کو پانی تک پہنچنے نہیں دیتی اور اس طرح پانی دیر سے ابلتا ہے اور بہت سا ایندھن ضائع ہو جاتا ہے جب اس قسم کی تہہ کی موٹائی $\frac{1}{4}$ انچ ہو جائے تو ایندھن قریباً 25 فیصد زیادہ صرف ہوتا ہے ۔ اس تہہ کی موجودگی کی وجہ سے بوائلر کی بیرونی سطح زیادہ درجۂ حرارت پر گرم کی جاتی ہے تاکہ اندر کا درجۂ حرارت 100°C تک یعنی نقطۂ جوش پر آ جائے اس سے بوائلر کی عمر کم ہو جاتی ہے ۔ ان وجوہات کی بنا پر کسی صنعت میں بوائلر میں ہمیشہ نرم پانی استعمال کرتے ہیں ۔ اگر بوائلر میں سمندر کا پانی استعمال کیا جائے تو اس میں حل شدہ میگنیشیم کلورائیڈ بھاپ کے ساتھ تعامل کرکے ہائیڈرو کلورک ایسڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے اور بوائلر کی دیواروں (جو لوہے کی بنی ہوتی ہیں) کو کھا جاتا ہے اور اس طرح اس کی پائیداری کو کم کر دیتا ہے ۔



$$MgCl_2 + HOH \longrightarrow Mg(OH)Cl + HCl$$

آج کل صابن کے علاوہ غیر صابونی مُصفّی (Detergent) بھی استعمال کئے جاتے ہیں جو نرم اور سخت پانی دونوں کے ساتھ پوری طرح جھاگ دیتے ہیں - غیر صابونی مصفی یا ڈٹرجنٹ سخت پانی کے کیلشیم اور میگنیشیم مرکبات سے صابن کی طرح کوئی پھٹکیاں وغیرہ پیدا نہیں کرتا -

1.17 پانی کی آلودگی (Water Pollution)

آج کل خالص اور صاف پانی کا کافی مقدار میں مہیا کرنا بڑا مشکل ہو گیا ہے - اچھی صحت کے لیے ضروری ہے کہ کافی مقدار میں صاف ستھرا پانی ملے - موجودہ دور میں صنعت اور زراعت کے شعبوں میں اچھے پانی کی ضرورت بڑھ گئی ہے - اس لیے ہمیں چاہیے کہ ہم قدرتی پانی کے ذخیروں کی حفاظت کریں اور جس طرح بھی ہو سمندری پانی سے میٹھا پانی حاصل کرنے کی کوشش کریں - ہمارا عام دستور ہے کہ ہم شہر کی غلاظت کو ندیوں ' نالوں اور دریاؤں میں پھینک دیتے ہیں جس سے پانی پلید اور خراب ہو جاتا ہے - اس لیے ہمیں چاہیے کہ ہم اس غلاظت کو پانی میں پھینکنے کے بجائے زراعت کے کام میں لائیں - جیسے جیسے آبادی بڑھتی جاتی ہے اچھے پانی کا ملنا محال ہوتا جا رہا ہے - ایک طریقہ زیادہ پانی بچانے کا یہ بھی ہے کہ جو پانی صنعتوں میں استعمال ہو کر بیکار ہو جاتا ہے یا جس میں شہر کی غلاظت شامل ہو جاتی ہے اُسے صاف کیا جائے اور استعمال کے قابل بنایا جائے اور دوسرے ایسا انتظام کیا جائے کہ جو پانی ایک دفعہ کہیں استعمال ہو آسے بار بار صاف کرکے استعمال میں لایا جا سکے -

1.18 صفائی کرنے والے کیمیائی مرکبات

صفائی صحت کے لیے نہایت ضروری ہے - جو اشیا گھر میں صفائی کے لیے استعمال ہوتی ہیں ان میں زیادہ اہم اور عام صابن ہے - اس کے علاوہ صاف کرنے والے پاؤڈر ، غیر صابونی مُصَفّی اور کئی ایک محلل بھی اس مقصد کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں - کئی پاوڈر ایسے ہیں جو رگڑنے سے میل صاف کر دیتے ہیں - محلل بھی چکنائی وغیرہ کو حل کر لیتے ہیں اور ڈرائی کلیننگ کے کام آتے ہیں -

صابن تیار کرنا

ایک بیکر میں دو چمچے چربی لیں اور پھر اس میں دس فی صد سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ (کاسٹک سوڈے) کا محلول آہستہ آہستہ ڈال کر ہلاتے جائیں حتیٰ کہ ساری چربی سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ میں حل ہو کر صابن بنا دے۔ پندرہ منٹ کے لیے اسے آہستہ آہستہ جوش دیں، صابن تیار ہو جائے گا۔

صابن + گلیسرین → سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ + چربی

کئی قسم کے صابنوں کی تجارتی پیمانے پر تیاری میں گلیسرین صابن کے اندر رہ جاتی ہے۔ لیکن بعض اچھے صابنوں کی تیاری میں گلیسرین کو علیحدہ کر لیا جاتا ہے۔ گلیسرین کو سیلوفین، چھاپے خانے کی سیاہی، ادویات اور نائٹروگلیسرین بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے۔ ایلومینیم کیلشیم اور پوٹاشیم کے مرکبات بھی صابن کی صنعت میں کافی مقدار میں استعمال ہوتے ہیں۔

صابن کئی اقسام کے ہوتے ہیں۔ کپڑے دھونے کا معمولی صابن عام چربی سے حاصل کیا جاتا ہے۔ اس صابن میں گندہ بیروزہ استعمال کرتے ہیں جس سے اس کی حل پذیری اور جھاگ بنانے کے خواص بڑھ جاتے ہیں۔ عام گھریلو استعمال کے صابن میں سوڈیم کاربونیٹ (دھوبی سوڈا) استعمال کیا جاتا ہے۔ معمولی صابن بنانے میں سوڈیم سلیکیٹ بھی استعمال ہوتا ہے تاکہ صابن کا وزن بڑھ جائے اور اس کی صاف کرنے کی طاقت بھی زیادہ ہو جائے۔

ٹائلیٹ صابن اعلیٰ درجے کی چربی یا تیل سے بنائے جاتے ہیں۔ اس صابن کو تازگی اور خوشبو دینے کے لیے اس میں کافی مقدار میں خوشبو ملائی جاتی ہے۔ بو دور کرنے والے صابن میں کئی کیمیائی اشیاء ہوتی ہیں جو پسینے کو دور کرتی اور روکتی ہیں۔

برتن مانجھنے والے صابن میں رگڑ والا مادہ مثلاً ریت یا جاذب پتھر اور صابن کا سفوف، اور سوڈیم کاربونیٹ ہوتے ہیں۔ صابنوں میں باریک رگڑ والی چیزیں چکناہٹ والے برتنوں کو مانجھنے کے کام آتی ہے۔

صابن کس طرح صاف کرتا ہے ؟

کسی صابن کے محلول کو استعمال کرنے سے چکنائی کے ذرات پر صابن کی باریک تہہ بن جاتی ہے - جو پانی میں چکنائی کو اپنے ساتھ حل کر لیتی ہے اور اس طرح سے میل کے ذرات آسانی سے دھل جاتے ہیں -

غیر صابونی مُصفّی (Soapless Detergents)

غیر صابونی مُصفّی وہ چیز ہے جو میل وغیرہ کو دور کر دے لیکن صابن نہ ہو - مصفیوں میں پانی اور غیر صابونی یا تالیفی مُصفّی شامل ہیں - اشیاء پانی کے مالیکیولوں کی درمیانی کشش کو کم کرتی ہیں اور اس طرح کپڑے میں پانی کو با آسانی جذب ہونے میں مدد دیتی ہیں اور میل کو دور کر دیتی ہیں - اس قسم کے مُصفّی سخت پانی میں اتنا ہی اچھا کام کرتے ہیں جتنا کہ نرم پانی میں - زیادہ تر یہ اشیاء پٹرول کے مرکبات ہیں - ہمارے ملک میں استعمال ہونے والے سرف ، جیٹ اور برق پاؤڈر وغیرہ وغیرہ صابونی مُصفّی ہیں -

ڈرائی کلینگ

جب کسی کپڑے کو ڈرائی کلین کرنا ہوتا ہے تو اُسے پانی کے علاوہ کسی اور محلل میں صاف کیا جاتا ہے - دھوبی خاص قسم کے محلل استعمال کرتے ہیں - ایسے محلل کپڑوں کو سکڑنے سے بچاتے ہیں اور رنگوں کو خراب نہیں ہونے دیتے - ڈرائی کلیننگ میں کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (Carbon Tetra Chloride) اور پٹرول استعمال کیا جاتا ہے۔

کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ کے بخارات کافی نقصان دہ ہوتے ہیں اور ان کا جسم کو لگنا بھی کافی خطرناک ہوتا ہے - اس لیے اس محلل سے ڈرائی کلیننگ کھلے ہوا دار کمرے میں کریں اور اس کو اپنے جسم سے نہ لگنے دیں - پٹرول کے استعمال میں بھی بے حد احتیاط کی ضرورت ہے کیونکہ اسے بہت جلدی آگ لگ جاتی ہے -

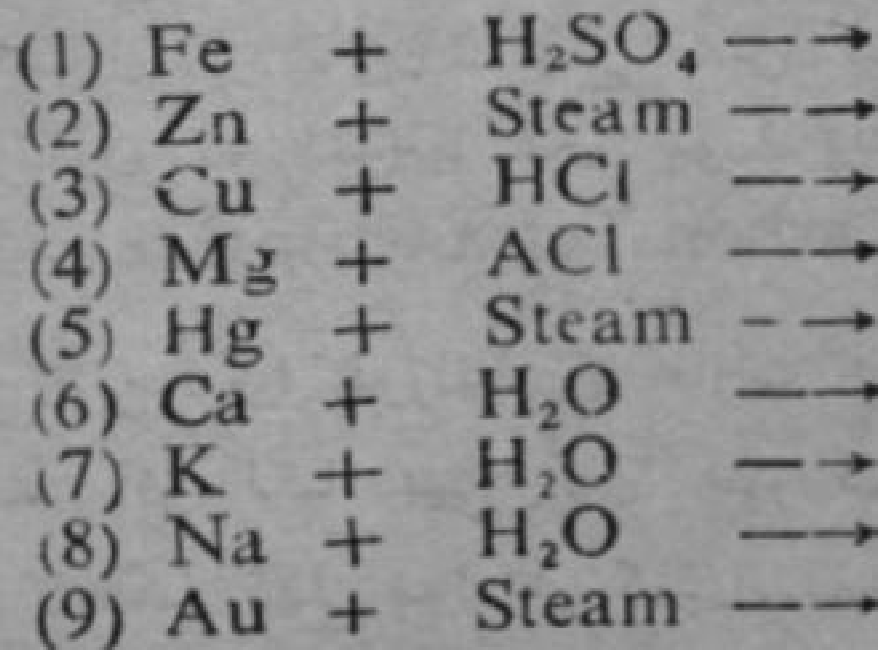
سوالات

1 - (ا) دھات کی عاملیت سے کیا مراد ہے ؟
(ب) مندرجہ ذیل دھاتوں کو زیادہ سے کم عاملیت کے لحاظ سے ترتیب دیں :
جست ، سونا ، میگنیشیم ، سوڈیم ، ایلومینیم ، چاندی ، پوٹاشیم -

2 - آئیسوٹوپ (Isotope) سے کیا مراد ہے ؟
ہائیڈروجن کے تین آئیسوٹوپس کے نام بتائیے اور ان میں جو فرق ہے اسے واضح کریں -

3 - (ا) ہائیڈروجن ہوا میں آزاد حالت میں کیوں نہیں ملتی ؟
(ب) ہائیڈروجن کو کسی دھات اور ایسڈ سے کس طرح تیار کیا جاتا ہے ؟ تجربے میں استعمال ہونے والے سامان کی شکل بنائیے اور مساوات لکھیے -
(ج) تجربہ بیان کریں جس سے ثابت ہو کہ ہائیڈروجن ہوا سے ہلکی گیس ہے -

4 - مندرجہ ذیل میں سے کون کون سے تعامل ممکن ہیں اور کیوں ؟ جو تعامل ممکن ہیں انھیں مکمل کیجیے -
آئنی مساوات لکھیے :



(1) $Fe + H_2SO_4 \longrightarrow$
(2) $Zn + \text{Steam} \longrightarrow$
(3) $Cu + HCl \longrightarrow$
(4) $Mg + ACl \longrightarrow$
(5) $Hg + \text{Steam} \longrightarrow$
(6) $Ca + H_2O \longrightarrow$
(7) $K + H_2O \longrightarrow$
(8) $Na + H_2O \longrightarrow$
(9) $Au + \text{Steam} \longrightarrow$

5 - ہائیڈروجن گیس (ا) پانی سے (ب) تیزاب سے (ج) الکلی سے کیسے تیار کریں گے ؟ نیز اس کے مشہور استعمال لکھیے -

6 - (ا) مساوات کے ذریعے ہائیڈروجن گیس بنانے کے چار طریقے لکھیے -

(ب) ایسے تعاملات بیان کیجیے جن میں :

(i) پانی پیدا ہو (ii) پانی کی تحلیل ہو -

7 - جو چیزیں مندرجہ ذیل تعاملوں میں پیدا ہوں وہ لکھیے :

یہ بھی لکھیے کہ تعاملات کن کن شراط کے تحت وقوع پذیر ہوتے ہیں :

(i) پانی اور سوڈیم

(ii) پانی اور جست

8 - صنعت میں ہائیڈروجن کے استعمال پر بحث کیجیے :

9 - مندرجہ ذیل لفظی مساوات کو مکمل کیجیے -

(i) ہائیڈروجن + کاپر آکسائیڈ ←

(ii) ہائیڈروجن + آکسیجن ←

(iii) ہائیڈروجن + آئرن آکسائیڈ ←

(iv) ہائیڈروجن + نائٹروجن ←

(v) ہائیڈروجن + بنولے کا تیل ←

(vi) ہائیڈروجن + کوئلہ ←

10 - (ا) کیمیائی تعامل کی مساوات لکھیے :

جب ہائیڈروجن کا شعلہ جلے -

(ب) جو شے اس تعامل میں بنے گی ، آپ اس کی موجودگی کا کیا ثبوت دیں گے ؟

11 - ہائیڈروجن گیس کو گرم کاپر آکسائیڈ سے گزارا گیا - کیمیائی عمل کی مساوات لکھیے - اس عمل کو مدنظر رکھ کر ذیل کی شناخت کیجیے -

(i) تکسیدی عامل

(ii) تخفیفی عامل

(iii) جس چیز کی تکسید ہوتی ہے -

(iv) جس چیز کی تخفیف ہوتی ہے -

12 - (ا) پوٹاشیم کلوریٹ اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کا آمیزہ گرم کرنے سے کون سی گیس نکلتی ہے ؟ اس گیس کے دو کیمیائی خواص لکھیے -

(ب) بتائیے کہ آکسیجن کی شناخت کے لیے سلگتی ہوئی لکڑی اور ہائیڈروجن کی شناخت کے لیے جلتی ہوئی لکڑی کیوں استعمال کی جاتی ہے ؟

13 - پانی کی برق پاشیدگی کے دوران دس ملی لٹر آکسیجن اکٹھی ہوئی -

(i) ہائیڈروجن کا حجم کیا ہوگا ؟

(ii) ہائیڈروجن کون سے برقیرے پر اکٹھی ہوگی ؟

14 - پانی کے قدرتی ذرائع کون کون سے ہیں ؟ ان میں عموماً کیسی لوثیں پائی جاتی ہیں اور کیوں ؟

15 - (ا) نرم پانی اور سخت پانی میں آپ کیسے تمیز کریں گے ؟

(ب) چند اشیاء کے نام لکھیں جو پانی کو بھاری کر دیتی ہیں -

(ج) عارضی سختی اور مستقل سختی کیسے دور کی جا سکتی ہے ؟

(د) جب بھاری پانی کو کپڑے دھونے یا آبالنے میں استعمال کیا جائے تو کیا واقع ہوتا ہے ؟ کیا بھاری پانی کو پینے کے لیے استعمال کرنے میں کوئی حرج ہے ؟

16 - کس لحاظ سے معدنی پانی اور بارش کا پانی ایک دوسرے سے مختلف ہیں ؟

17 - سمندر کے پانی سے پینے کا پانی کس طرح حاصل کیا جا سکتا ہے ؟

18 - (ا) پانی پینے اور کپڑے دھونے کے لیے کیسے صاف کیا جاتا ہے ؟

(ب) سخت پانی بوائلر میں استعمال کرنے سے کیا نقصان ہوتا ہے ؟

19 - (ا) پانی کا سوڈیم ، کیلشیم اور لوہے پر کیا اثر ہوتا ہے اور یہ کن حالات میں ہوتا ہے ؟

(ب) آپ تجربے سے کیونکر ثابت کریں گے کہ پانی ، آکسیجن اور ہائیڈروجن کا مرکب ہے ؟

دوسرا باب

ہیلوجن
(HALOGEN)

2.1 وقوع

پیریاڈک چارٹ کے VII A گروپ کے عناصر ہیلوجن کہلاتے ہیں - یہ گروپ فلورین (Flourine) ، کلورین (Chlorine) ، برومین (Bromine) ، آئیوڈین (Iodine) اور ایسٹے ٹین (Astatine) پر مشتمل ہے - ایسٹے ٹین کے سوا باقی تمام عناصر کافی مقدار میں ہیلائیڈ نمکیات (دھاتوں کے ہیلوجن کے ساتھ تعامل سے بنے ہوئے مرکبات مثلاً - فلورائیڈ ، کلورائیڈ ، برومائیڈ اور آیوڈائیڈ وغیرہ) کی صورت میں وسیع پیمانے پر پائے جاتے ہیں - ایسے مرکبات سمندر کے پانی میں خصوصاً کافی مقدار میں موجود ہیں - ایسٹے ٹین بے حد قلیل مقدار میں صرف تابکار مادوں میں ملتی ہے - اس لیے اس باب میں ہم اس کا ذکر نہیں کریں گے -

ہیلوجن حیاتیاتی طور پر بھی بے حد اہم ہیں - فلورین قلیل مقدار میں ہڈیوں اور دانتوں میں پائی جاتی ہے - ہائیڈرو کلورک ایسڈ (HCl) معدے کے لعاب میں موجود ہوتا ہے - آیوڈین غدود ورقیہ (Thyroid Glands) کے فعل کے لیے بے حد اہم ہے -

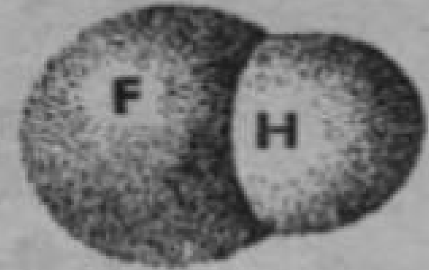
2.2 ایٹمی ساخت

ہیلوجن کی عام خصوصیات مختصراً درج ہیں :

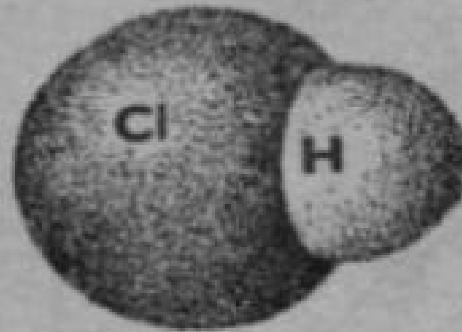
1 - چونکہ ہیلوجن بہت عامل ہیں - اس لیے عنصری حالت میں نہیں پائے جاتے - یہ تمام کے تمام مرکبات کی شکل میں پائے جاتے ہیں -

2 - یہ بہت زیادہ برق منفی یعنی (Electronegative) عناصر ہیں اور منفی آئن بناتے ہیں -

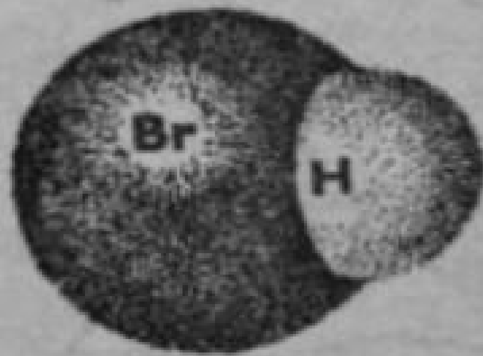
3 - یہ سب ہائیڈروجن کے ساتھ مل کر تیزاب بناتے ہیں جن کو ہائیڈروجن ہیلائیڈز (Hydrogen Halides) کہا جاتا ہے - مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ (HCl) ہائیڈروجن برومائیڈ (HBr) ، ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ (HI) -



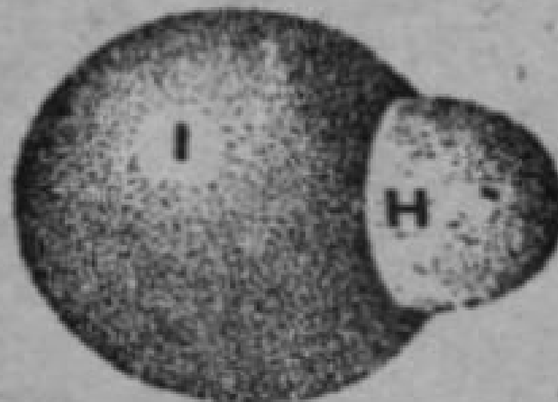
ہائیڈروجن فلورائیڈ



ہائیڈروجن کلورائیڈ



ہائیڈروجن برومائیڈ



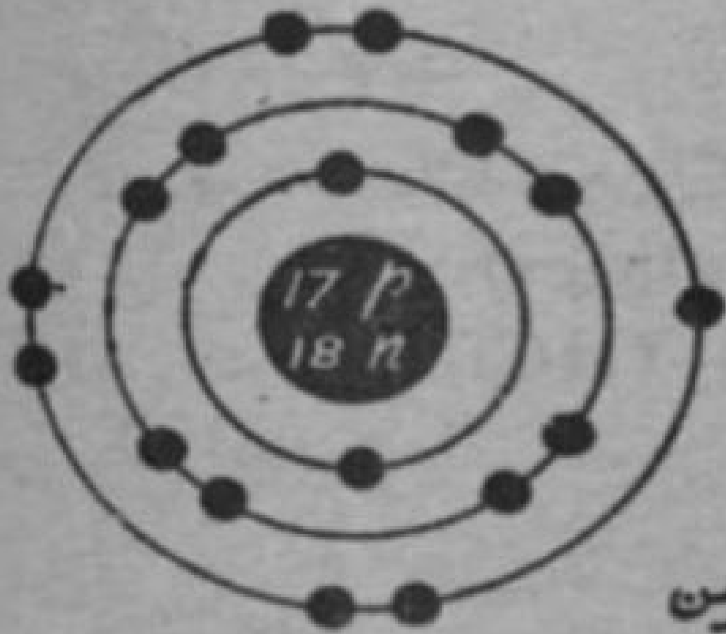
ہائیڈروجن آیوڈائیڈ

شکل 2.1

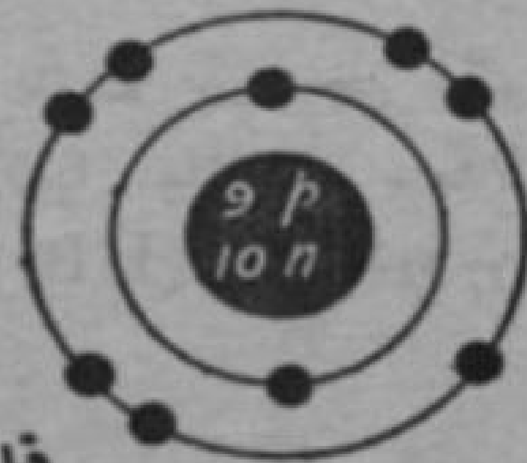
4 - یہ سب براہ راست اکثر دھاتوں کے ساتھ کیمیائی عمل کر کے ان کے ہیلائیڈز (Halides) بناتے ہیں جن کا عام فارمولا MX_n طرز کا ہوتا ہے - جب کہ M دھات اور X کلورائیڈ ، برومائیڈ ، آئیوڈائیڈ وغیرہ کو ظاہر کرتا ہے (n ہیلوجن کے ایٹموں کی تعداد کو ظاہر کرتا ہے) -

5 - ان سب کے باہر کے شیلوں کی الیکٹرانی ترتیب ایک ہی طرح کی ہوتی ہیں - ذیل میں تمام ہیلوجن کے ایٹموں کی ساخت دی گئی ہیں -

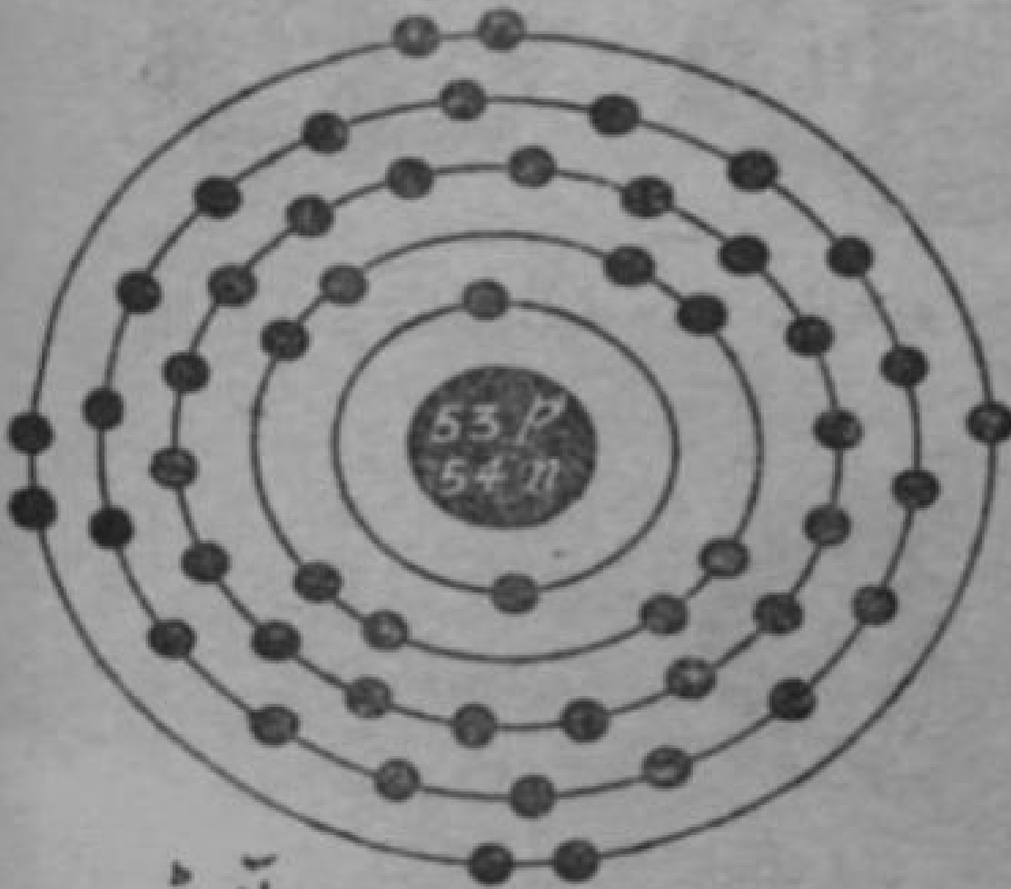
ہیلوجن کے ایٹموں کی نیچے دی ہوئی ساخت کے مطابق سب کے بیرونی ویلنس شیل میں الیکٹران کی تریب ایک جیسی ہے - یعنی سب کے ویلنس شیل میں ایک ایک الیکٹران کی کمی پائی جاتی ہے یہ تمام غیر دھاتی (Non-Metal) عناصر ہیں اور ان سب میں دھاتوں سے ایک الیکٹران لینے کا رجحان پایا جاتا ہے -



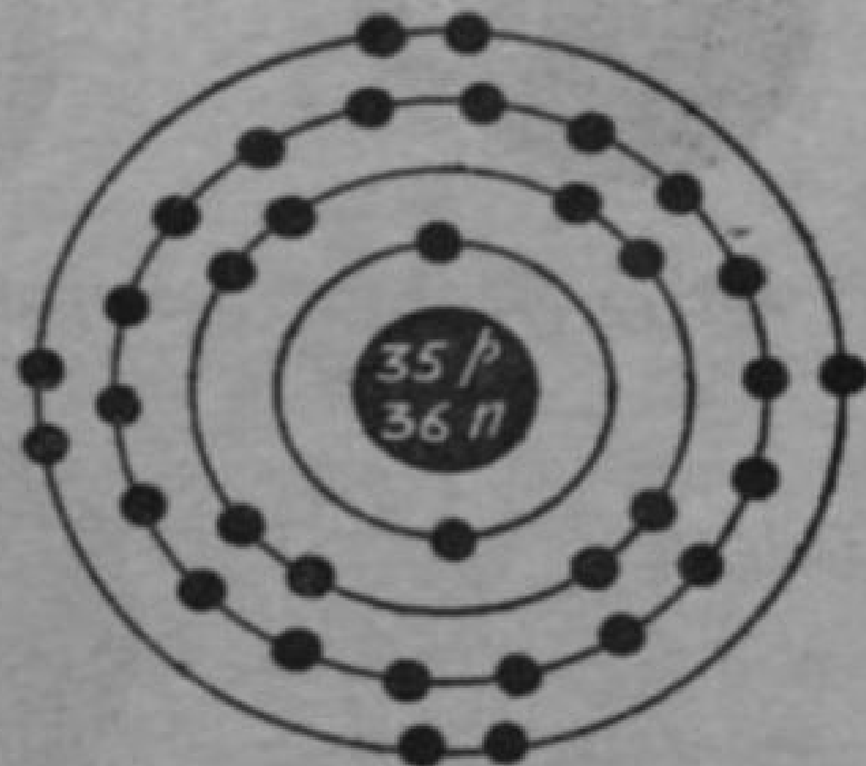
کلورین



فلورین



آیوڈین



برومین

شکل 2—2

مثال کے طور پر کلورین کا ایٹم ایک الیکٹران حاصل کرنے کے بعد کلورین کے آئن یا کلورائیڈ آئن (Chloride Ion) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ کلورین کے ایٹم کی کلورائیڈ آئن میں تبدیلی آسان طریقے سے یوں بھی ظاہر کی جا سکتی ہے:



اس شکل میں صرف ویلنس شیل دکھایا گیا ہے۔ کلورین کا ایٹم سات الیکٹران کے ساتھ ایک اور الیکٹران حاصل کرکے اپنے بیرونی شیل کا اٹھا Octet) مکمل کرکے کلورائیڈ آئن بنا سکتا ہے۔ اس طرح برومین اور آئیوڈین کے ایٹموں میں بھی سب سے باہر کے شیل میں سات الیکٹران ہوتے ہیں اور دھاتوں سے ایک الیکٹران حاصل کرکے آئن بن سکتے ہیں۔ دوسرے الفاظ میں ہم کہہ سکتے ہیں کہ ہیلوجن تکسیدی عامل ہیں اور عام طور پر ان کی تکسیدی حالت 1 - کی ہوتی ہے۔ فلورین ایٹم میں نیوکلیس اور ویلنس شیل میں بہت کم فاصلہ ہوتا ہے۔ اس لیے یہ آسانی کے ساتھ کسی بھی ایٹم سے ایک الیکٹران کو کھینچ سکتا ہے۔ اس لیے ہیلوجیز (Halogens) کے دیگر اراکین میں ان کے ایٹمی وزن کے اضافے کے ساتھ ساتھ ان کے نیوکلیس اور بیرونی شیل کے درمیان بتدریج فاصلہ زیادہ ہو جاتا ہے۔ آئیوڈین کے ایٹم میں نیوکلیس اور ویلنس شیل میں فاصلہ بہت زیادہ ہوتا ہے۔ اس لیے نیوکلیس کی کشش بہت کمزور ہوتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ فلورین بہت زیادہ عامل عنصر ہے جب کہ آئیوڈین سب سے کم عامل ہے۔ چنانچہ ایٹمی سائز کے بڑھنے کے ساتھ ساتھ مختلف اراکین کے طبعی اور کیمیائی خواص میں بتدریج فرق آ جاتا ہے۔ اس باب میں زیادہ تفصیل سے صرف کلورین اور اس کے مرکبات ہی زیر غور لائے جائیں گے۔

2 3 کلورین (CHLORINE)

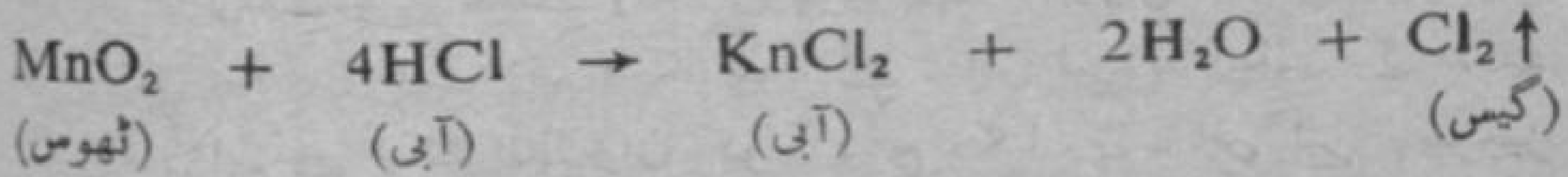
کلورین گیس بہت ہی عامل گیس ہے۔ اس لیے قدرتی طور پر یہ آزاد (عنصری) حالت میں نہیں پائی جاتی بلکہ صرف مرکبات کی حالت میں

پائی جاتی ہے ۔ اس کا ایک مشہور مرکب سوڈیم کلورائیڈ ہے جو کہ کانوں میں (مثلاً کوہاٹ ، کھیوڑہ کی نمک کی کانوں میں) اور سمندر کے پانی میں با افراط ملتا ہے ۔ یہ پوٹاشیم اور میگنیشیم کے دوہرے (Double) کلورائیڈ کی حالت میں کارنیلائیٹ (Cornalite) کی شکل میں بھی پائی جاتی ہے ۔

2.4 کلورین کی تیاری

تجربہ گاہ میں کلورین کو کلورائیڈ آئن کی تکسید سے تیار کیا جاتا ہے نمک کا تیزاب (ہائیڈرو کلورک ایسڈ) آئن کا ایک بہتر ذریعہ ہے ، مینگانیز ڈائی آ کسائیڈ ایک اچھا تکسیدی عامل ہے ۔ اس لیے جب کلورائیڈ آئن اور مینگانیز ڈائی آ کسائیڈ کا عمل ہوتا ہے تو مندرجہ ذیل مساوات کے مطابق کلورین گیس بنتی ہے :

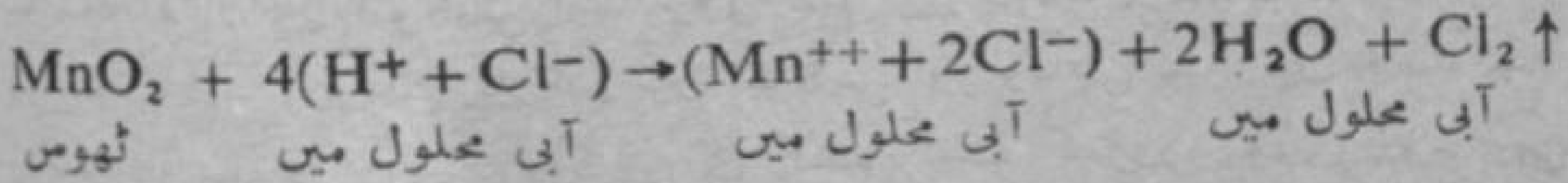
مالیکیولی مساوات :



$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow KnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

(ٹھوس) (آبی) (آبی) (گیس)

آئنی مساوات :

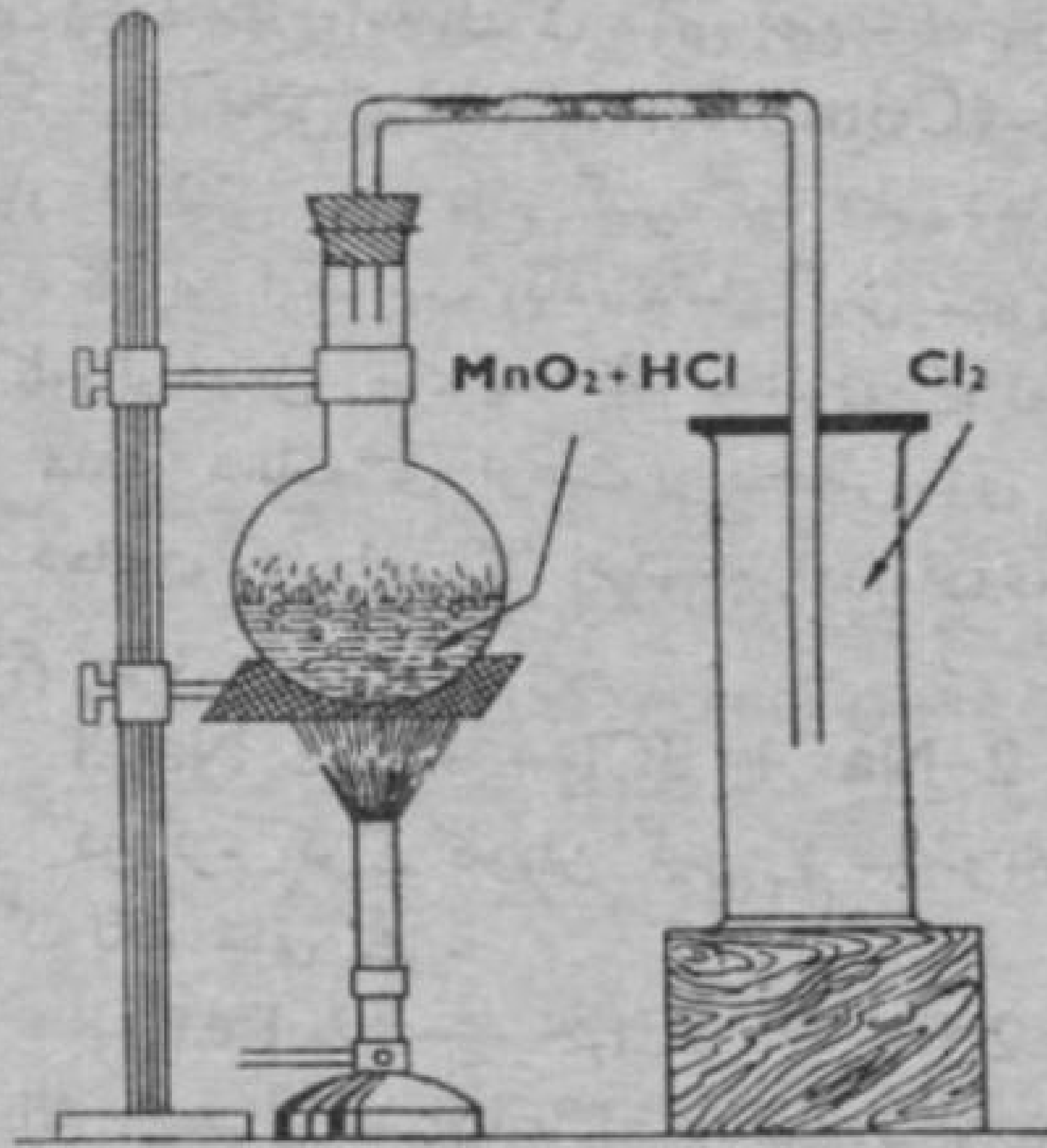


$$MnO_2 + 4(H^+ + Cl^-) \rightarrow (Mn^{++} + 2Cl^-) + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

ٹھوس آبی محلول میں آبی محلول میں آبی محلول میں

تجربہ

شکل 3—2 کے مطابق سامان تیار کریں ۔ صراحی میں 5 گرام مینگانیز ڈائی آ کسائیڈ ڈال کر اس پر تقریباً 10 ملی لٹر مرتکز نمک کا تیزاب ڈالیں ۔ صراحی کو ہلکی آنچ پر گرم کریں ۔ زردی مائل کلورین گیس جار سے ہوا کو خارج کرکے اس کی جگہ خود لے لیتی ہے ۔ اس طرح کلورین گیس سے چند گیس جار بھر لیں ۔ گیس بناتے وقت اس بات کا خیال رکھیں کہ یہ زہریلی گیس ہے ۔ اس لیے تجربہ گاہ کو خوب ہوا دار ہونا چاہیے ۔

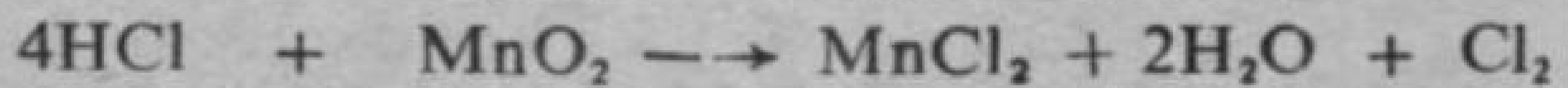


شکل 3-2 : تجربہ گاہ میں کلورین گیس کی تیاری

دراصل نمک کے تیزاب کی بجائے مرتکز گندھک کا تیزاب اور عام نمک (سوڈیم کلورائیڈ) استعمال کیا جاتا ہے اس طرح کلورین گیس عام نمک ، قوی گندھک کے تیزاب اور مینگانیز ڈائی آکسائیڈ کے آمیزے کو گرم کرکے حاصل کی جاتی ہے -



$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$$



$$4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

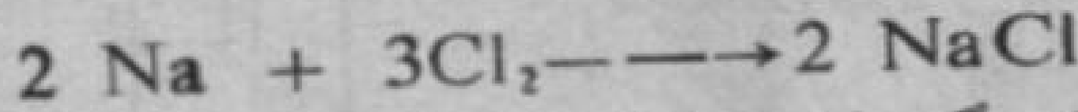
پہلے مرتکز گندھک کا تیزاب اور عام نمک ایک دوسرے پر عمل کرتے ہیں ، اس طرح نمک کا تیزاب بنتا ہے - اس کے بعد یہ نمک کا تیزاب مینگانیز ڈائی آکسائیڈ پر عمل کرتا ہے اور نتیجے کے طور پر کلورین گیس بنتی ہے -

2.5 کلورین کے خواص

طبعی خواص

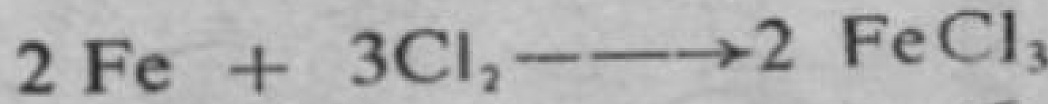
کلورین زردی مائل سبز رنگ کی گیس ہے- جس کی بو ناگوار دم، گھٹنے اور پریشان کرنے والی ہوتی ہے - یہ بہت زہریلی ہے اور جنگ عظیم

اول میں بڑے پیمانے پر استعمال کی گئی تھی - یہ ہوا سے اڑھائی گنا بھاری ہے - اگر اسے سختی سے دبایا (Compress) جائے تو آسانی سے مائع شکل اختیار کر لیتی ہے - مائع گیس کو بند دھاتی سلنڈروں میں رکھا جاتا ہے - کلورین ایک بہت زیادہ عامل گیس ہے اور اکثر عناصر کے ساتھ ملکر کلورائیڈ بناتی ہے - یہ اکثر دھاتوں کے ساتھ عمل کرتی ہے - عمل کی شدت دھات کی نوعیت پر منحصر ہوتی ہے - سوڈیم اور پوٹاشیم جیسی دھاتوں پر اس کا زبردست اور فوری اثر ہوتا ہے - کلورین میں سوڈیم تیزی سے جلتا ہے -



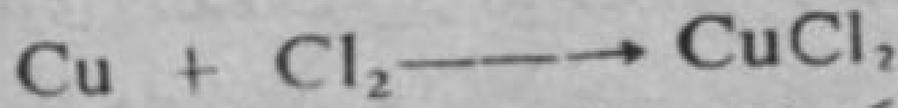
$$2\,Na + 3Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$$

اگر لوہ چون کو گرم کرکے کلورین گیس کے سلنڈر میں ڈال دیا جائے تو لوہے کو آگ لگ جاتی ہے -



$$2\,Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$$

مندرجہ بالا کیمیائی مساوات کو دیکھیے - لوہے کے ساتھ فیرک کلورائیڈ بنتا ہے جس میں آئرن فیرک Fe^{+++} کی شکل میں ہے - یہ اس بات کی شہادت ہے کہ کلورین ایک طاقتور تکسیدی عامل ہے - اس طرح تانبا (Cu) بھی کلورین کے ساتھ عمل کرکے کیوپرک کلورائیڈ بناتا ہے -



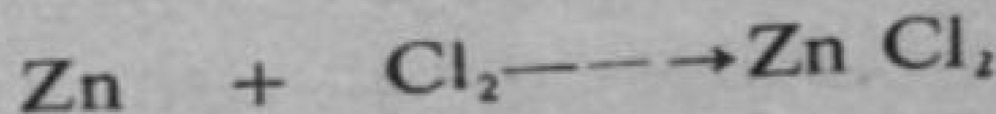
$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

کاپر   کلورین   کیوپرک کلورائیڈ

تجربہ

لوہے کا کچھ برادہ ایک احتراق چمچے میں ڈالیں - چمچے کو کلورین کے مرتبان میں آتار دیں - آپ دیکھیں گے کہ لوہا دہکنے لگتا ہے اور بھورے رنگ کا فیرک کلورائیڈ بن جاتا ہے -

ڈچ دھات (تانبے اور سیسے کے بھرت) کا ایک ٹکڑا کلورین گیس کے مرتبان میں ڈالیں - یہ فوراً سبزی مائل شعلے سے جلنے لگے گا اور کیوپرک کلورائیڈ بنے گا اس کے ساتھ زنک بھی زنک کلورائیڈ بنا دے گا -



$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

یہ بات یاد رکھنی چاہیے کہ کلورین کا عمل صرف کچھ نمی کی موجودگی میں ہوتا ہے - اگر نمی نہ ہو تو کلورین کا دھات پر کوئی اثر نہیں ہوتا - یہی وجہ ہے کہ جب یہ بالکل خشک ہوتی ہے تو اسے لوہے کے سلنڈروں میں رکھا جاتا ہے -

ہائیڈروجن کے ساتھ عمل

ہائیڈروجن کے ساتھ کلورین کا عمل دو مختلف صورتوں میں ہوتا ہے اور نتیجے کے طور پر ہائیڈروجن کلورائیڈ بنتا ہے - مثلاً اگر دونوں گیسوں کو تیز دھوپ کی موجودگی میں ملایا جائے تو فوراً دھماکہ ہوتا ہے - مگر مدھم روشنی میں تعامل آہستہ آہستہ ہوتا ہے -



$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

اگر کلورین سے بھرے ہوئے سلنڈر میں جلتی ہوئی ہائیڈروجن داخل کی جائے تو یہ بے آواز جلتی ہے - اس بات سے یہ صاف ظاہر ہے کہ کلورین کا ہائیڈروجن کے ساتھ گہرا کیمیائی الف (Chemical Affinity) ہے - اس کے مزید مشاہدے کے لیے ایک اور تجربہ بھی کیا جا سکتا ہے -

تجربہ

ایک کاغذ کا ٹکڑا گرم تارپین (کاربن اور ہائیڈروجن کا ایک مرکب ہے) کے تیل میں ڈبو کر کلورین کے مرتبان میں ڈالیں - فوراً ہی ایک سرخ شعلہ نکلے گا اور زور کا دھماکہ ہوگا - مرتبان میں کاربن کے کالے ذرات کا بادل نظر آئے گا اور تارپین کے تیل کی ہائیڈروجن' کلورین کے ساتھ مل کر (HCl) گیس بنا دے گی -

اس طرح امونیا (NH_3) کا بھی کلورین کے ساتھ ایسا ہی تعامل ہوتا ہے اور ہائیڈروجن کلورائیڈ اور نائٹروجن بنتی ہے -



$$2NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6HCl$$

اس کے ساتھ ساتھ سفید دخان نظر آئے گا - اس کی وجہ یہ ہے کہ ہائیڈروجن کلورائیڈ جونہی بنتا ہے امونیا کے ساتھ عمل کرکے نوشادر کے دخان بناتا ہے -

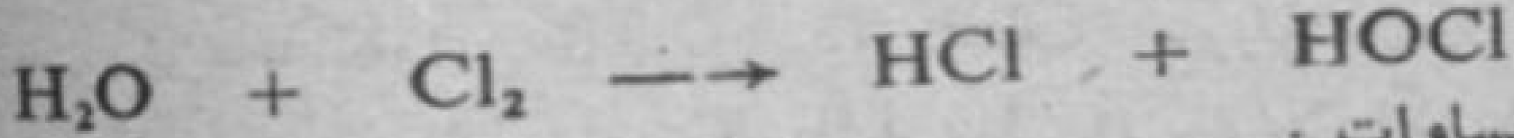


$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

امونیا (گیس) + ہائیڈروجن کلورائیڈ (گیس) ← امونیم کلورائیڈ (ٹھوس)

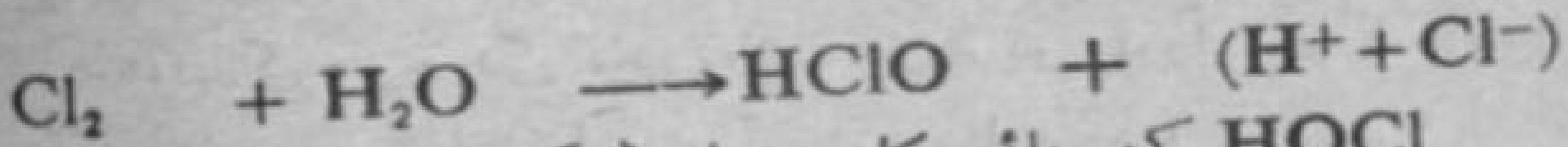
کلورین پانی میں حل پذیر ہے اور اس کے ساتھ کیمیائی عمل بھی کرتی ہے۔

مالیکیولی مساوات :



$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HOCl$$

آئنی مساوات :



$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HClO + (H^+ + Cl^-)$$

HOCl کو ہائپو کلورس ایسڈ کہا جاتا ہے یہ ایک غیر قیام پذیر مرکب اور بہت کارآمد تکسیدی عامل ہے۔

مالیکیولی مساوات :



$$2HOCl \longrightarrow 2HCl + O_2\uparrow$$

آئنی مساوات :



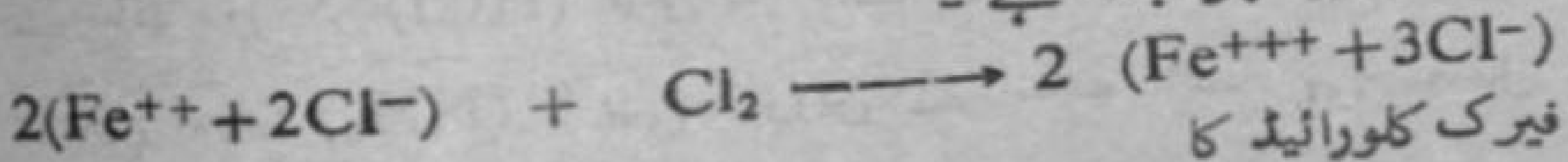
$$2HOCl \longrightarrow 2(H^+ + Cl^-) + O_2\uparrow$$

کلورین ایک تکسیدی عامل ہے

کلورین ایک تکسیدی عامل ہے جو مندرجہ ذیل تعاملات سے واضح ہے :

فیرس کلورائیڈ کے محلول پر اثر :

کلورین کو فیرس کلورائیڈ (جس کا رنگ زردی مائل سبز ہوتا ہے) کے محلول سے گزاریں تو فیرک کلورائیڈ بن جانے کی وجہ سے رنگ بدل کر زرد ہو جاتا ہے۔

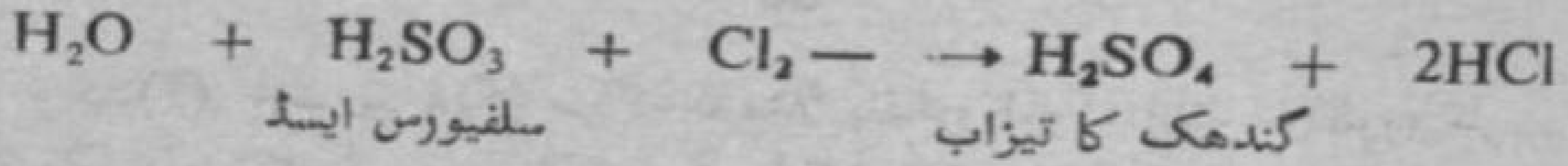


$$2(Fe^{++} + 2Cl^-) + Cl_2 \longrightarrow 2\ (Fe^{+++} + 3Cl^-)$$

فیرس کلورائیڈ کا آبی محلول ← فیرک کلورائیڈ کا آبی محلول

سلفیورس ایسڈ پر اثر :

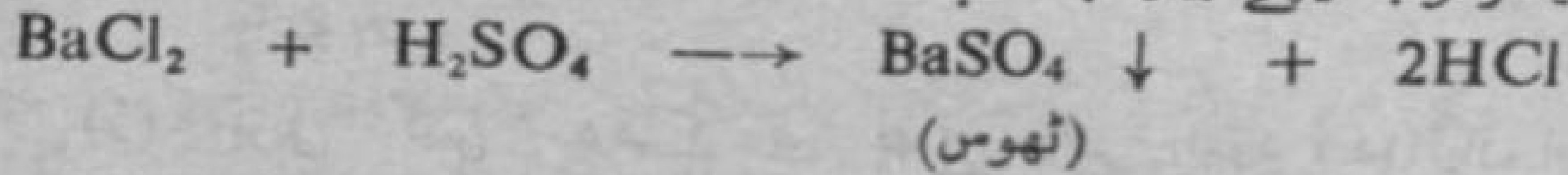
سلفیورس ایسڈ کے محلول میں اگر کلورین گیس کو گزارا جائے تو یہ گندھک کے تیزاب میں تبدیل ہو جاتا ہے۔



$$H_2O + H_2SO_3 + Cl_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

سلفیورس ایسڈ　　　　گندھک کا تیزاب

اس تعامل میں گندھک کے تیزاب کی موجودگی ثابت کرنے کے لیے اس میں بیریم کلورائیڈ ($BaCl_2$) کا محلول ڈالا جائے تو بیریم سلفیٹ کا سفید رسوب نیچے بیٹھ جاتا ہے -



$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

(ٹھوس)

کلورین رنگ کاٹ عامل ہے - ہائپو کلورس ایسڈ HOCl بھی ایک اچھا رنگ کاٹ عامل (Bleaching agent) ہے - دراصل یہ رنگین چیزوں پر تکسیدی عمل کرکے انھیں بے رنگ چیزوں میں تبدیل کر دیتا ہے -

ہائپو کلورس ایسڈ + رنگ دار چیز ⟵ نمک کا تیزاب + بے رنگ چیز

اگر اس بے رنگ چیز کی تخفیف کی جائے تو رنگ دوبارہ نمودار ہو جائے گا - لیکن چونکہ اس قسم کے تخفیفی عامل فضا میں نہیں پائے جاتے اسی لیے کلورین کے ذریعے مستقل طور پر رنگ اڑایا جا سکتا ہے - کلورین کے رنگ کاٹنے کی خاصیت کا مطالعہ کرتے وقت یہ بات یاد رکھنی چاہیے کہ یہ رنگ کاٹنے کا عمل صرف نمی کی موجودگی ہی میں ممکن ہے -

تجربہ

سرخ رنگ کے کپڑے کا ایک خشک ٹکڑا خشک کلورین کے گیس جار میں ڈالیں - آپ دیکھیں گے کپڑے کا رنگ نہیں اڑتا - اب کپڑے کو گیلا کرنے کے لیے پانی کے چند قطرے مرتبان میں ڈالیں - آپ دیکھیں گے کہ کپڑے کا رنگ فوراً اڑ جائے گا -

کلورین کے استعمال

(1) کلورین پینے والے پانی کے جراثیم مارنے کے لیے کام آتی ہے -
(2) رنگ کاٹ سفوف (Bleaching Powder) اور رنگ کاٹ محلول بنانے کے کام آتی ہے -

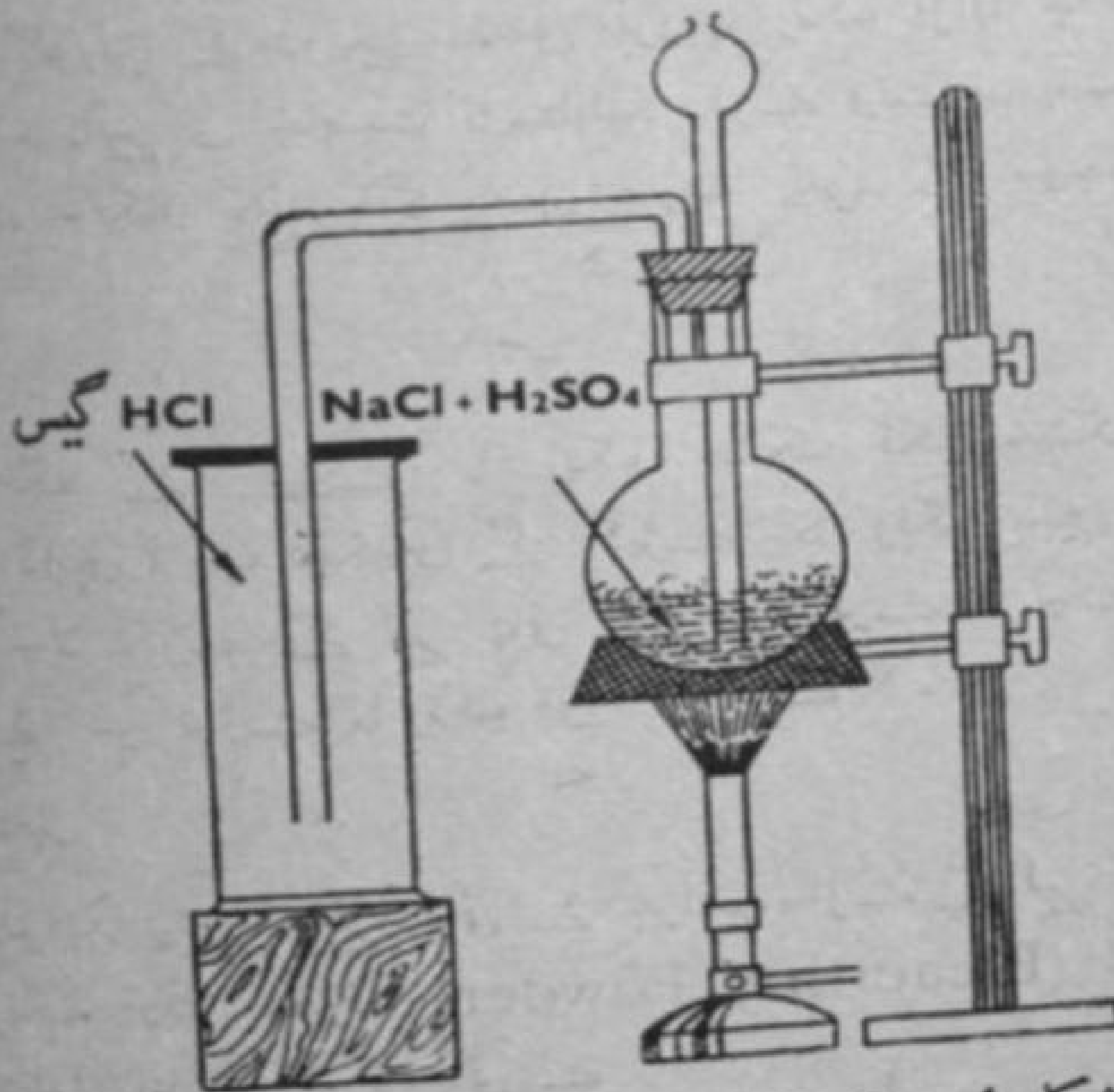
(3) بہت سے دیگر مرکبات مثلاً ہائیڈروکلورک ایسڈ - کلورو فارم- کلورٹیس - برومین - کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ وغیرہ بنانے کے کام آتی ہے -

(4) سونا اور ٹن (Tin) ان کے فلزات سے کلورین کی مدد سے نکالے جاتے ہیں -

(5) زہریلی گیس، دھماکے سے پھٹنے والے بارود ، دوائیاں اور کئی قسم کے رنگ اس کی مدد سے بنائے جاتے ہیں -

2.6 ہائیڈرو کلورک ایسڈ (HYDROCHLORIC ACID)

عرب کیمیا دان نمک کے تیزاب سے آٹھویں صدی عیسوی ہی سے واقف تھے - یہ عام نمک کو گندھک کے مرتکز تیزاب کے ساتھ گرم کرکے حاصل کیا جاتا ہے - اس طرح جو ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس بنتی ہے



شکل 4 – 2 ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس کی تیاری

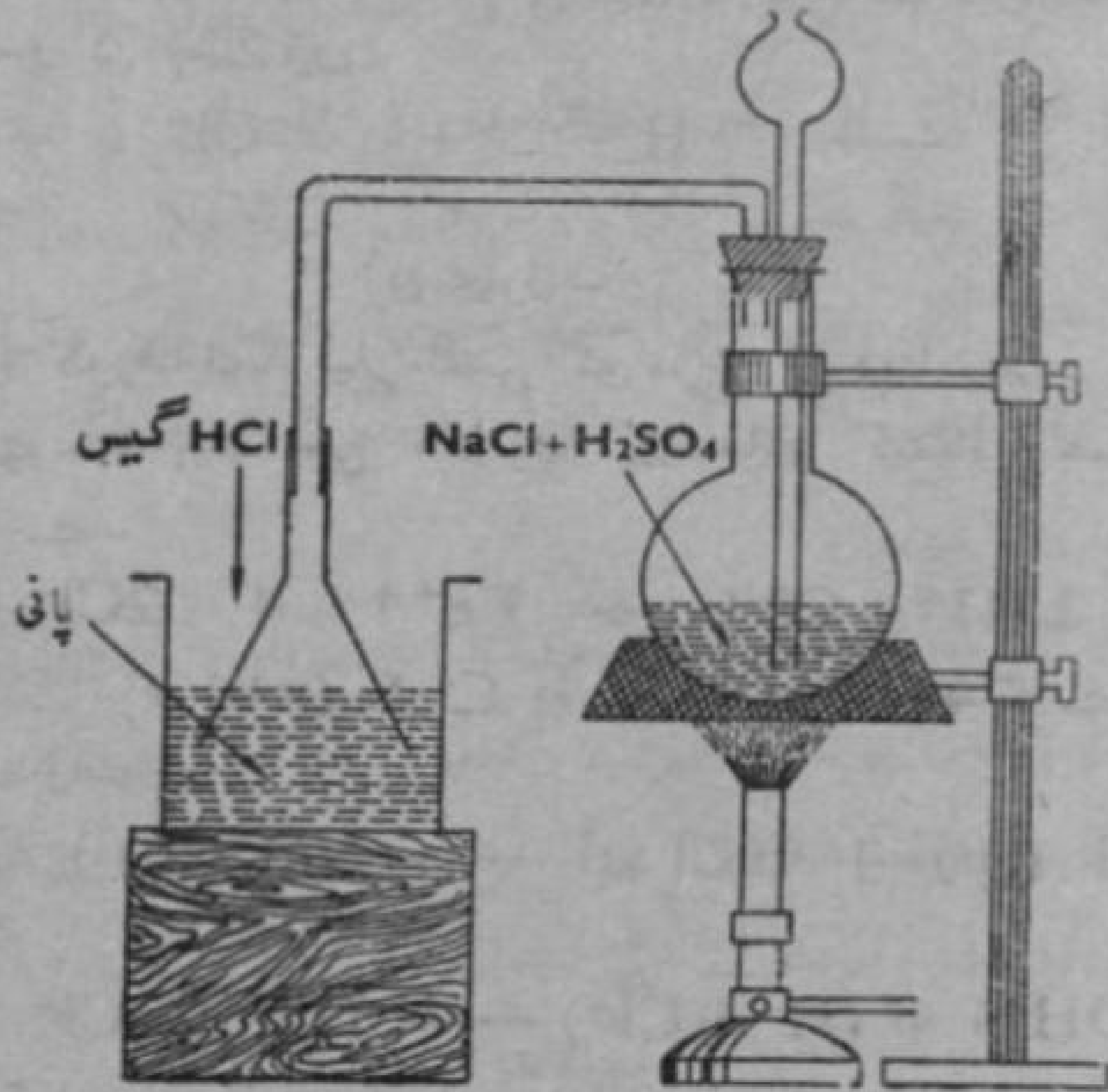
اسے براہ راست پانی میں حل کرکے نمک کا تیزاب بنایا جاتا ہے ۔ دوسرے الفاظ میں ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس کے پانی میں محلول کو ہائیڈرو کلورک ایسڈ یا نمک کا تیزاب کہتے ہیں ۔



$$NaCl + \underset{(\text{مرتکز})}{H_2SO_4} \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$$

تجربہ

شکل نمبر 5—2 کے مطابق سامان کو ترتیب دیں ۔ صراحی میں جو ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس بنتی ہے وہ پانی میں حل ہو جاتی ہے ۔ گیس کو حل کرنے کے لیے مندرجہ ذیل ترکیب استعمال کی جائے :



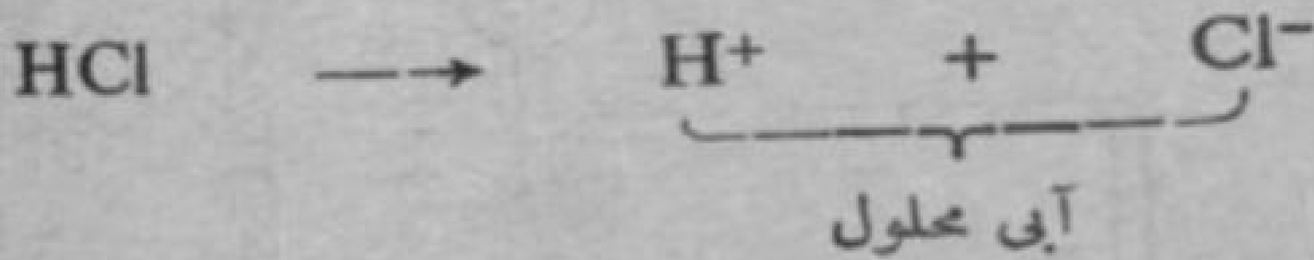
شکل 5-2 : نمک کے تیزاب کی تیاری

نکاس نلی کو ربڑ کی ایک چھوٹی سی نلی کے ذریعے قیف سے ملا دیں ۔ قیف کے نیچے پانی سے آدھا بھرا ہوا بیکر اس طرح رکھیں کہ قیف کا تھوڑا سا حصہ پانی میں ڈوبا رہے ۔ ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس صراحی میں پیدا ہو کر نکاس نلی کے راستے بیکر کے پانی میں حل ہو جائے گی اور نمک کے تیزاب کا محلول بن جائے گا ۔

یہ طریقہ اس لیے استعمال کیا گیا ہے کہ ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس پانی میں نہایت حل پذیر ہے - یعنی ایک حصے پانی میں اس گیس کے 450 حصے حل ہو سکتے ہیں - اگر گیس قیف کے ذریعے پانی میں حل نہ کی جائے تو پانی نکاس نلی کے ذریعے تیزی سے اوپر چڑھ کر صراحی میں داخل ہو جاتا ہے - گرم صراحی میں ٹھنڈا پانی جانے سے اس کے ٹوٹنے کا احتمال ہوتا ہے -

خواص

ہائیڈرو کلورک ایسڈ ایک طاقتور تیزاب ہے - یہ پانی میں حل ہو کر مکمل طور پر آئن بناتا ہے جس کی وجہ سے ہائیڈروجن آئن بہت زیادہ مقدار میں بن جاتے ہیں



$$HCl \longrightarrow \underbrace{H^+ + Cl^-}_{\text{آبی محلول}}$$

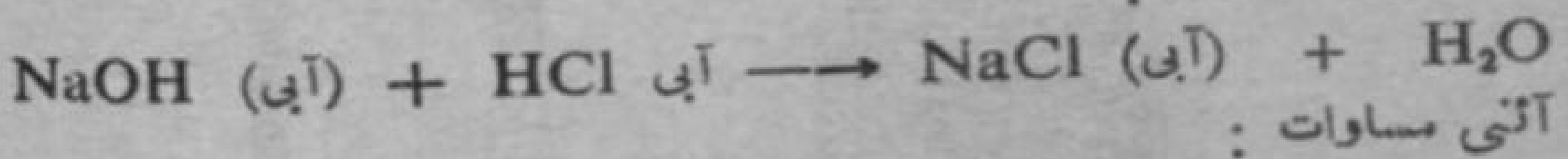
ہائیڈرو کلورک ایسڈ نیلے لٹمس کو سرخ کر دیتا ہے - اس کا ذائقہ ترش ہوتا ہے - یہ بہت سی دھاتوں کے ساتھ کیمیائی عمل کر کے نمکیات بناتا ہے -



$$Fe + 2(H^+ + Cl^-) \rightarrow Fe^{++} + 2Cl^- + H_2\uparrow$$

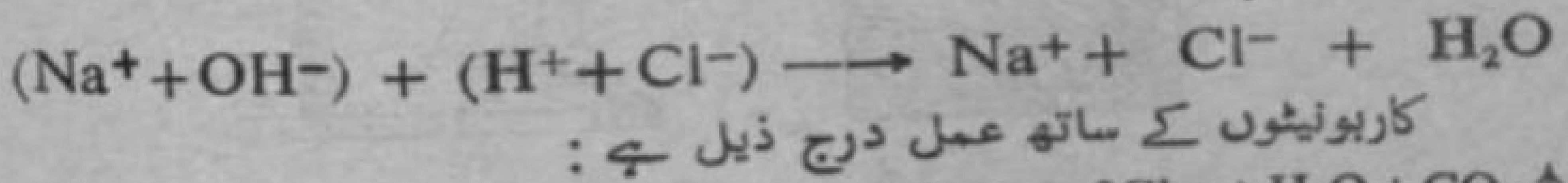
اساس کے ساتھ تعدیل کر کے یہ نمکیات اور پانی بناتا ہے :

مالیکیولی مساوات :



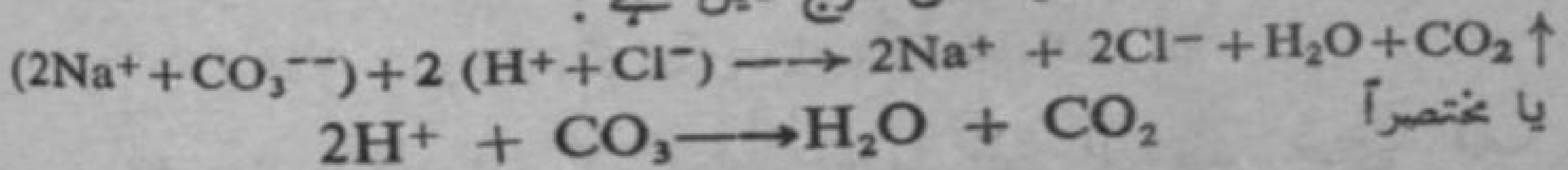
$$NaOH\ (\text{آبی}) + HCl\ \text{آبی} \longrightarrow NaCl\ (\text{آبی}) + H_2O$$

آئنی مساوات :



$$(Na^+ + OH^-) + (H^+ + Cl^-) \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

کاربونیٹوں کے ساتھ عمل درج ذیل ہے :



$$(2Na^+ + CO_3^{--}) + 2(H^+ + Cl^-) \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2O + CO_2\uparrow$$

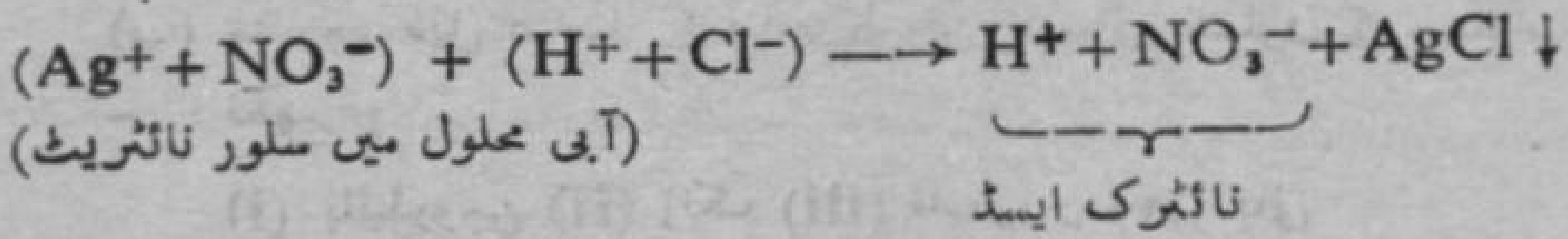
یا مختصراً

$$2H^+ + CO_3 \longrightarrow H_2O + CO_2$$

2.8 کلورائیڈ آئن کی شناخت

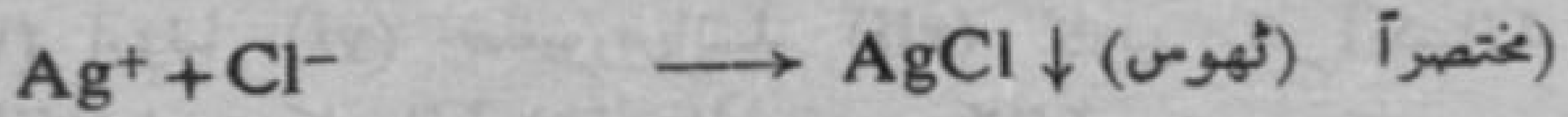
سوائے چاندی ، سیسے اور پارے کے تمام دھاتی کلورائیڈز پانی میں حل ہو سکتے ہیں - اس لیے جب سلور نائٹریٹ کے محلول میں کلورائیڈ آئن

شامل کیا جاتا ہے تو سلور کلورائیڈ کا سفید رسوب فوراً بن جاتا ہے ۔



$$(Ag^+ + NO_3^-) + (H^+ + Cl^-) \longrightarrow \underbrace{H^+ + NO_3^-}_{\text{نائٹرک ایسڈ}} + AgCl\downarrow$$

(آبی محلول میں سلور نائٹریٹ)



$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$$ (ٹھوس) (مختصراً)

سلور کلورائیڈ کا یہ رسوب امونیا کے آبی محلول میں حل پذیر ہے ۔ اس عمل سے کلورائیڈ آئن کی موجودگی کی تصدیق ہوتی ہے ۔

[ایک امتحانی نلی میں تقریباً دو ملی لٹر خوردنی نمک یا ہائیڈرو کلورک ایسڈ کا ہلکا محلول لیں ۔ اس میں سلور نائٹریٹ کے محلول کے چند قطرے شامل کر دیں ۔ فوراً سفید رسوب پیدا ہو جائے گا ۔ اس میں امونیا کا آبی محلول ڈالیں ۔ آپ کیا مشاہدہ کرتے ہیں ؟]

نمک کے تیزاب کا استعمال

ہائیڈرو کلورک ایسڈ لیبارٹری میں ایک متعامل (Reagent) کے طور پر استعمال ہوتا ہے ۔ یہ تیزاب کیمیائی رنگ بنانے ' دھاتوں کے کلورائیڈز تیار کرنے ' دھاتوں پر ملمع چڑھانے ' جوڑنے اور پینٹ سے پہلے ان کا رنگ دور کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے ۔

سوالات

1 ۔ (ا) ہیلوجن گروپ (Halogen Group) کے عناصر کے نام بیان کیجیے ۔ اور ان کی چند گروہی خصوصیات بیان کیجیے ۔

(ب) ہیلوجن گروپ کی ایٹمی ساخت میں کون کون سی چیز مشترک ہے ؟

2 - (ا) کلورین گیس کی تیاری بیان کیجیے -

(ب) مندرجہ ذیل عناصر کے ساتھ کلورین کیمیائی عملوں کی مساوات لکھیے :

(i) ہائیڈروجن (ii) زنک (iii) فاسفورس (iv) پانی

(v) امونیا (vi) سلفیورس ایسڈ (vii) کاربن مانو آکسائیڈ

(viii) فیرس کلورائیڈ (ix) ہائیڈروجن سلفائیڈ -

(ج) کلورین کے کوئی تین مشہور فوائد بیان کیجیے -

3 - (ا) ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس تجربہ گاہ میں کیسے تیار کی جاتی ہے ؟ آپ ہائیڈور کلورک ایسڈ (نمک کا تیزاب) کیسے بنائیں گے ؟

(ب) ہائیڈروجن کلورائیڈ کا مندرجہ ذیل کے ساتھ کیا عمل ہوتا ہے ؟ کیمیائی عملوں کی مساوات لکھیے :

(i) امونیا

(ii) سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ

(iii) سوڈیم کاربونیٹ

(iv) آئرن

(ج) کلورائیڈ آئن کی آپ کیسے شناخت کر سکتے ہیں ؟ تجربے سے بیان کیجیے -

تیسرا باب

گندھک

(SULPHUR)

قدرتی عناصر میں گندھک ایک ایسا عنصر ہے جس سے انسان زمانہ قدیم سے واقف ہے۔ پرانے زمانے کے لوگ اسے جلدی امراض کے علاج کے لیے مرہموں میں استعمال کرتے تھے۔ ہزاروں سال قبل بھی لوگ اسے جلا کر اس کی دھونی کیڑے مکوڑوں اور بیماری کے جراثیم کو مارنے کے لیے استعمال کرتے تھے۔ مشہور مسلمان کیمیا دان جابر بن حیان کی تحریروں میں اس کا اکثر ذکر آیا ہے گندھک کے تیزاب کی تیاری کا سہرا بھی اُس کے سر ہے۔ اس کے علاوہ گندھک کے بہت سے دوسرے مرکبات بھی اُس نے تیار کیے تھے۔

3.1 وقوع

گندھک ایک زرد رنگ کا غیر دھاتی عنصر ہے۔ قشر ارض (Earth's Crust) میں اس کا تناسب 0·64 فی صد ہے۔ گندھک قدرتی طور پر آزاد اور مرکب دونوں حالتوں میں پائی جاتی ہے۔ آزاد حالت میں اس کے ذخائر جنوبی اٹلی، سسلی اور ریاست ہائے متحدہ امریکہ کی ریاستوں ٹیکساس اور لوزیانہ میں پائے جاتے ہیں۔ پاکستان میں گندھک بلوچستان کے پہاڑی سلسلے، کوہ سلطان اور ریاست قلات میں موجود ہے۔

گندھک کے کئی مرکبات بھی قدرتی طور پر پائے جاتے ہیں یہ دو قسم کے ہوتے ہیں۔

(i) سلفائیڈ مرکبات

آئرن پائی رائٹ (Iron Pyrite) FeS_2

سنا بار (Cinnabar) HgS

گیلینا (Galena) PbS

زنک بلینڈی (Zinc Blende) ZnS

کاپر پائی رائٹ (Copper Pyrite) $CuFeS_2$

(ii) سلفیٹ مرکبات

جپسم (Gypsum salt) $CaSO_4.2H_2O$

ایپسم سالٹ (Epsom salt) $MgSO_4.7H_2O$

گندھک کئی پودوں اور غذائی اشیاء مثلاً انڈا، پیاز، لہسن اور گوشت میں بھی پائی جاتی ہے۔

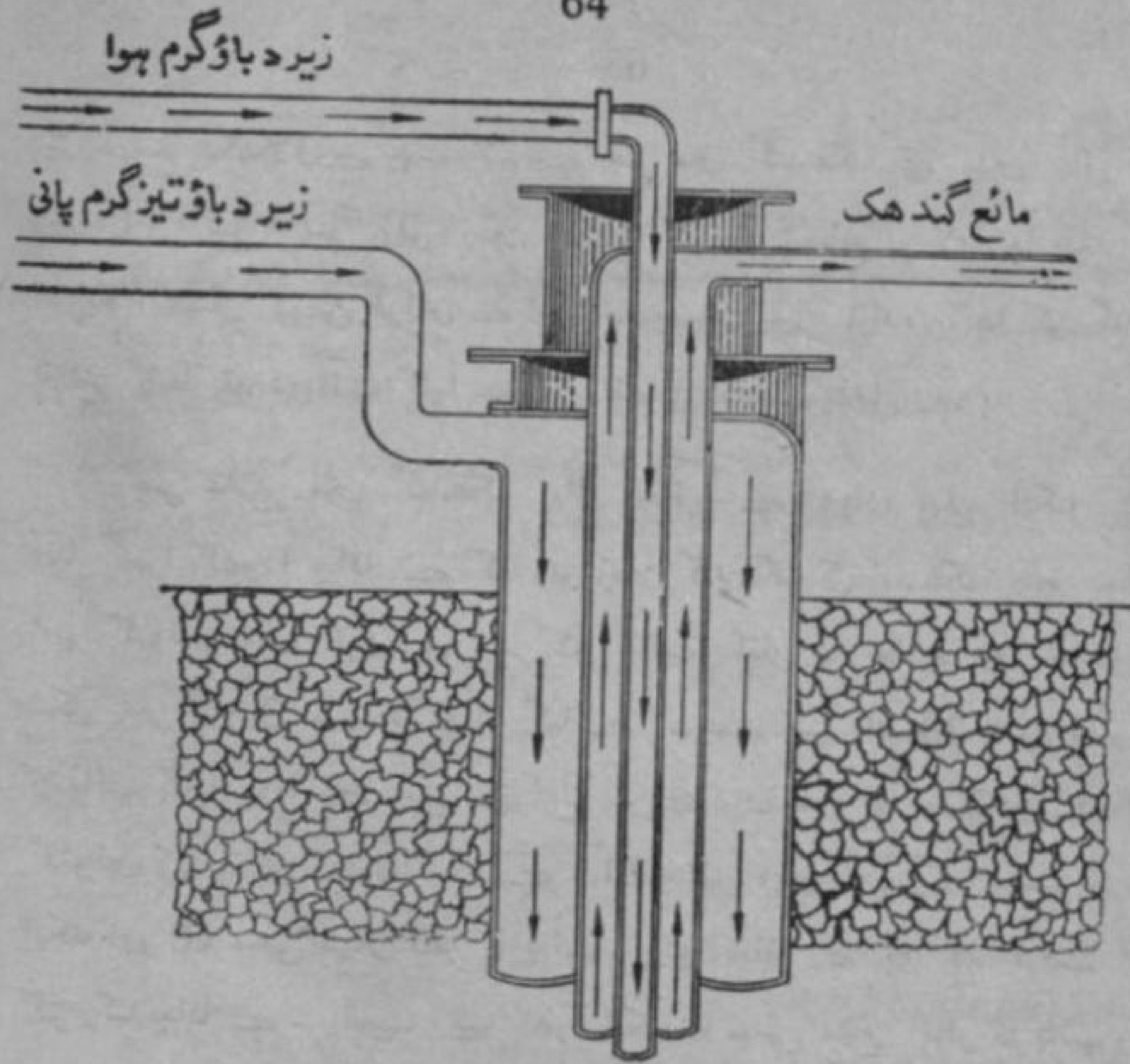
3.2 گندھک کا استخراج
(EXTRACTION OF SULPHUR)

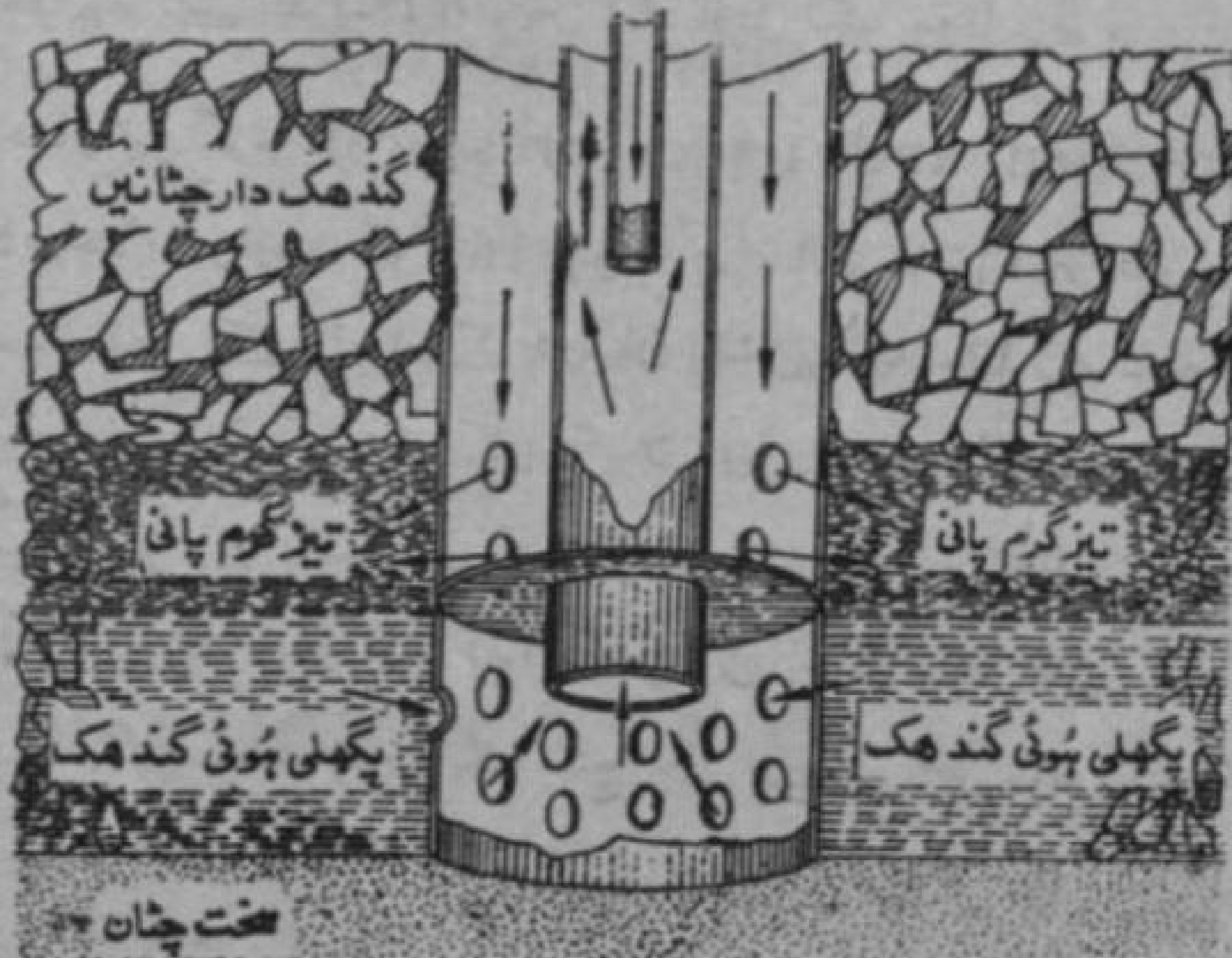
قدرتی گندھک کے ذخائر زیر زمین مختلف گہرائیوں میں پائے جاتے ہیں۔ جونکہ گندھک کا نقطۂ پگھلاؤ 113°C ہے جو کہ ان چٹانوں

کے درجہ پگھلاؤ سے بہت کم ہے جس میں گندھک کی تہیں پائی جاتی ہیں ، اس لیے اسے زیر زمین پگھلا کر باہر سطح پر لایا جا سکتا ہے - امریکی انجینئر ہرمن فراش نے اس خصوصیت سے فائدہ اٹھا کر گندھک نکالنے کا طریقہ دریافت کیا جس کی تفصیل حسب ذیل ہے :

جس علاقے میں گندھک پائی جاتی ہے وہاں پہلے ایک کنواں اتنا گہرا کھودا جاتا ہے کہ زیر زمین گندھک کی تہہ تک پہنچ جائے - اس کنوئیں میں تین ہم مرکز پائپ آتارے جاتے ہیں جیسا کہ شکل نمبر 1—3 میں دکھایا گیا ہے - سب سے باہر 20 سنٹی میٹر قطر کا پائپ آتارا جاتا ہے جس کے نچلے سرے میں سوراخ ہوتے ہیں -یہ پائپ کنوئیں کی تہہ پر ٹھہر جاتا ہے - 20 سنٹی میٹر قطر کے پائپ کے اندر ایک اور 10 سنٹی میٹر قطر کا پائپ رکھا جاتا ہے جو کہ قریب پہنچ کر رک جاتا ہے - سب سے اندر ایک 4 سنٹی میٹر قطر کا پائپ رکھا جاتا ہے جو تہہ سے تقریباً 60 میٹر فٹ اوپر تک ہوتا ہے -

زیر دباؤ تیز گرم (Superheated and under pressure) پانی جس کا درجہ حرارت 160°C ہوتا ہے ، 20 سنٹی میٹر قطر کے اور 10 سنٹی میٹر قطر کے پائپوں کے درمیان داخل کیا جاتا ہے - یہ گرم پانی نیچے تہہ میں پہنچ کر گندھک کو پگھلا دیتا ہے اور پگھلی ہوئی گندھک 10 سنٹی میٹر قطر کے پائپ میں اوپر چڑھنی شروع ہو جاتی ہے - سب اندر کے پائپ سے زیر دباؤ گرم ہوا داخل کی جاتی ہے جس کے دباؤ کے باعث گندھک اوپر سطح زمین تک پہنچ جاتی ہے - اس مائع گندھک کو بڑے بڑے ٹینکوں میں ٹھنڈا کر کے ٹھوس بنا لیا جاتا ہے اس طرح سے حاصل کی ہوئی گندھک 99·9 فی صد خالص ہوتی ہے -





شکل 1-3 : فراش کے طریقے سے گندھک کا استخراج

3.3 گندھک کی مختلف شکلیں
(ALLOTROPIC FORMS OF SULPHUR)

گندھک کی کئی شکلیں ہیں جن میں سے ہر ایک کے اپنے طبعی خواص ہیں ۔ اگرچہ گندھک کی کئی بہروپی شکلیں ہیں مگر ہم ان میں سے صرف تین کے متعلق بحث کریں گے ۔

(i) معین نما گندھک (Rhombic Sulphur)

یہ گندھک کی عام شکل ہے ۔ اس کا رنگ زرد ہوتا ہے اور قلمیں ہشت پہلو ہوتی ہیں ۔ یہ عام درجہٴ حرارت پر قیام پذیر ہے اور پانی میں غیر حل پذیر مگر کاربن ڈائی سلفائیڈ میں، حل پذیر ہے ۔ اس کا درجہٴ پگھلاؤ 113°C ہے ۔ اس کی قلمیں کاربن ڈائی سلفائیڈ میں گندھک کے محلول کی تبخیر سے حاصل کی جاتی ہیں ۔



شکل 2—3 : معین نما گندھگ کی قلم

معین نما گندھک کی تیاری

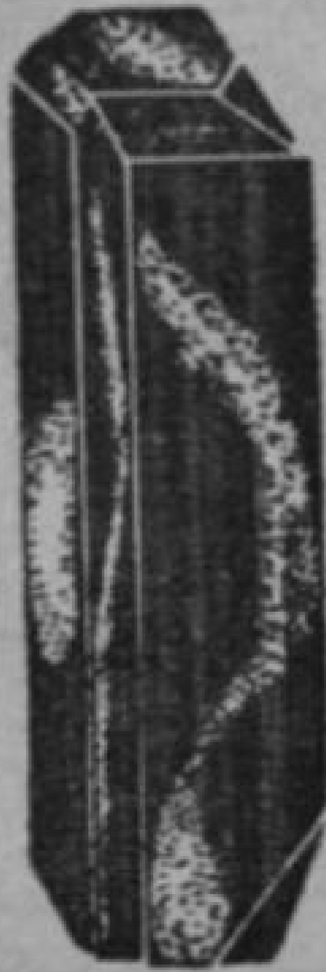
تجربہ

دو گرام پسی ہوئی سلاخ نما گندھک (Roll Sulphur) ایک امتحانی نلی میں لیں ۔ اس میں کاربن ڈائی سلفائیڈ کی کچھ مقدار ڈال کر

ہلائیں تاکہ گندھک پوری طرح حل ہو جائے ۔ شفاف محلول کو ایک شیشے کے کھلے برتن میں ڈال کر تھوڑی دیر کے لیے رکھ دیں ۔ کاربن ڈائی سلفائیڈ بخارات بن کر اُڑ جائے گا اور معین نما گندھک کی قلمیں رہ جائیں گی ۔ ان کو کسی محدب عدسے سے ملاحظہ کریں ۔ شکل 2—3 جیسی معین نما گندھک کی قلمیں صاف دکھائی دیں گی ۔

(ii) منشوری گندھک (Monoclinic Sulphur)

معین نما گندھک کو پگھلا کر ٹھنڈا ہونے دیا جائے تو طمی سوئی نما قلمیں حاصل ہوتی ہیں ۔ اسے یک میلی (Monoclinic) یا منشوری گندھک کہتے ہیں ۔ یہ گندھک کی ایک اور بہروپی شکل ہے جو صرف 96°C سے لے 119°C تک قیام پذیر ہے اور عام درجۂ حرارت پر آہستہ آہستہ معین نما گندھک میں تبدیل ہو جاتی ہے



شکل 3—3 : منشوری گندھک کی قلم

منشوری گندھک کی تیاری

تجربہ

امتحانی نلی میں تھوڑی سی پسی ہوئی گندھک لیں۔ اسے آہستہ آہستہ گرم کریں حتیٰ کہ یہ پگھل جائے مگر سیاہی مائل نہ ہونے پائے۔ ایک قیف میں تہہ کیا ہوا تقطیری کاغذ رکھیں اور قیف کو سٹینڈ پر رکھ دیں۔ پگھلی ہوئی گندھک تقطیری کاغذ میں ڈالیں۔ جب اس کے اوپر ایک جھلی سی جم جائے تو جھلی میں سوراخ کر کے پگھلی ہوئی گندھک کو ایک پانی سے بھرے ہوئے بیکر میں گرا دیں۔ تقطیری کاغذ کی تہوں کو کھول دیں اور منشوری گندھک کی سوئی جیسی قلموں کا مشاہدہ کریں۔

[مندرجہ بالا طریقے نہ صرف گندھک کی بہروپی شکلیں بنانے کے کام آتے ہیں بلکہ دیگر قلمیں بنانے کے بھی یہی دو طریقے ہیں۔ پہلے طریقے میں قلمیں محلول کی تبخیر سے حاصل ہوتی ہیں اور دوسرے طریقے میں پگھلے ہوئے مادے کو ٹھنڈا کرنے سے بنائی جاتی ہیں۔]

(iii) پلاسٹک گندھک (Plastic Sulphur)

گندھک کی تیسری شکل ملائم گندھک یا پلاسٹک سلفر (Plastic Sulphur) ہے۔ یہ گندھک کی غیر قلمی شکل ہے۔ تجربہ گاہ میں اسے حسب طریقے سے تیار کیا جاتا ہے:

پلاسٹک گندھک کی تیاری

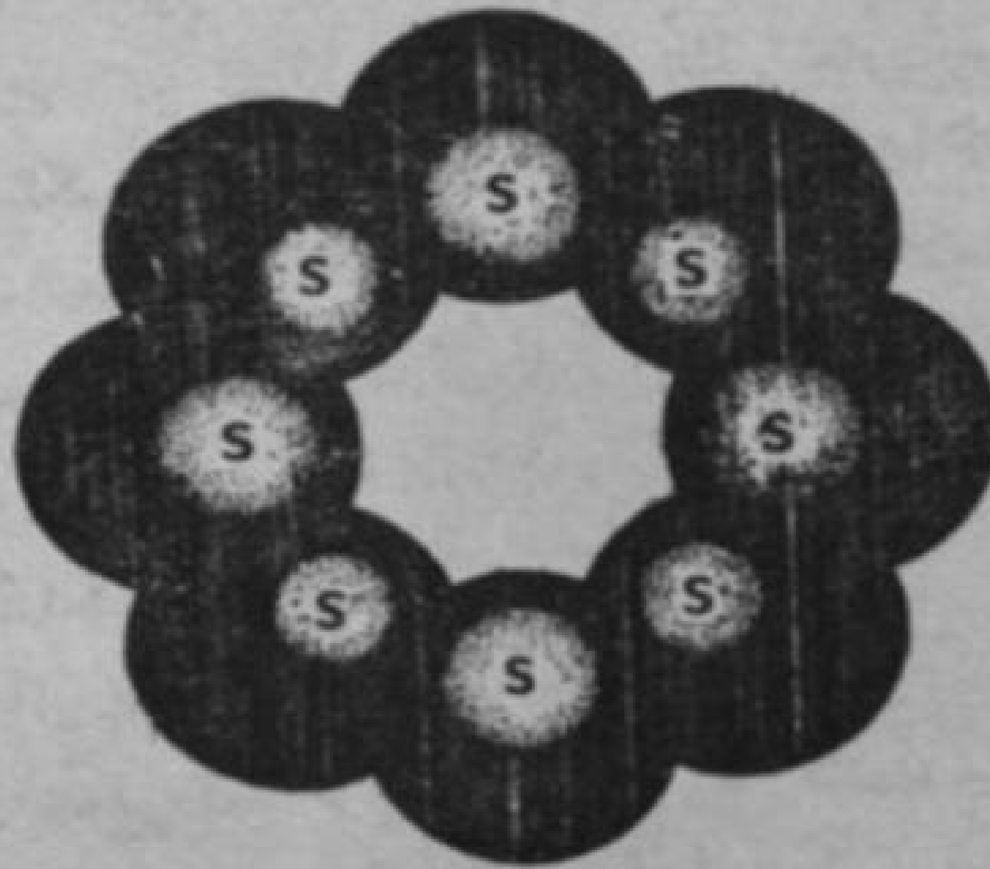
ایک امتحانی نلی میں تھوڑی سی پسی ہوئی گندھک لیں اور اسے سپرٹ لیمپ کے شعلے پر گرم کریں۔ گرم کرنے سے گندھک پگھل کر ہلکے زرد رنگ کے مائع میں تبدیل ہو جائے گی۔ مزید گرم کرنے سے مائع گندھک کا رنگ بھورا ہونا شروع ہو جائے گا اور اس میں گاڑھا پن پیدا ہو جائے گا۔ مزید گرم کرنے پر گندھک کا رنگ تو سرخی مائل بھورا ہی رہے گا لیکن گاڑھا پن کم ہو جائے گا مزید گرم کرنے پر یہ گندھک ابلنے لگے گی۔ ابلتی ہوئی گندھک کو پانی میں بھرے ہوئے ایک بیکر میں ڈال دیں۔ ٹھنڈا ہونے پر ملائم یا پلاسٹک گندھک میں تبدیل ہو جائے گی۔ یہ گندھک ربڑ کی مانند لچک دار نرم ہو جائے

گی - اگر کچھ عرصہ اسے برابر نکال کر ہوا میں رکھ چھوڑیں تو یہ آہستہ آہستہ سخت ہو کر معین نما گندھک میں تبدیل ہو جائے گی - یہ گندھک پانی اور کاربن ڈائی سلفائیڈ دونوں میں غیر حل پذیر ہے -

4.3 بہروبیت اور مالیکیولی ساخت
(ALLOTROPY & MOLECULAR STRUCTURE)

''جب کوئی عنصر ایک سے زیادہ ایسی شکلوں میں پایا جائے، جن کے طبعی خواص ایک دوسرے سے مختلف ہوں تو ان شکلوں کو اس عنصر کے بہروپ کہا جاتا ہے'' -

معین نما اور منشوری گندھک دونوں کی قلمیں S_8 مالیکیولوں سے مل کر بنی ہوتی ہیں - S_8 مالیکیول میں گندھک کے آٹھ ایٹم ایک دوسرے سے کوویلنٹ بانڈ کے ذریعے الیکٹران کے اشتراک کی وجہ سے ایک



شکل 4-3 : S_8 مالیکیول کی ساخت

حلقے میں جڑے ہوتے ہیں ، البتہ دونوں قسم کی قلموں میں ان مالیکیولوں کی ترتیب مختلف ہوتی ہے -

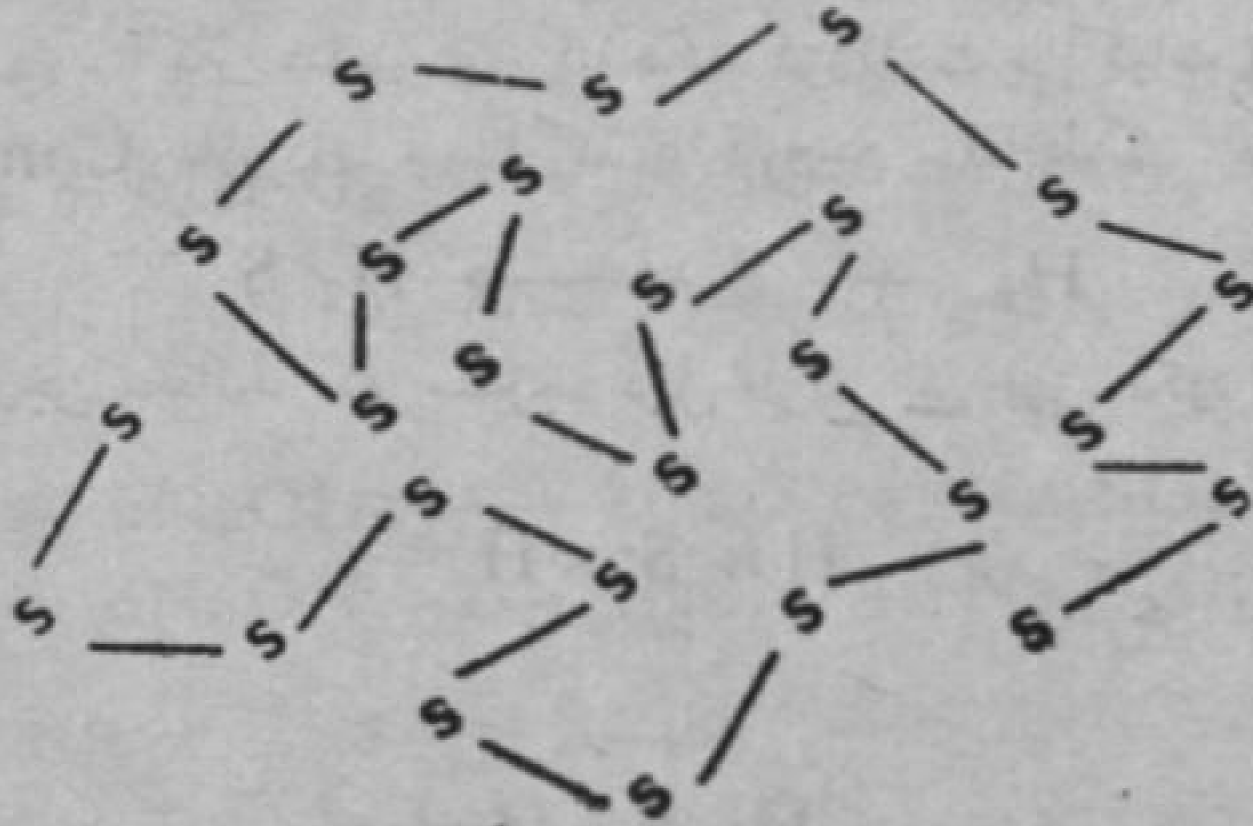
گرم کرنے پر گندھک پگھلتی ہے تو قلموں کی ساخت ٹوٹ جاتی ہے - مزید گرم کرنے پر حلقہ نما S_8 مالیکیول بھی ٹوٹ کر لمبے لمبے

زنجیر نما مالیکیولوں میں تبدیل ہو جاتے ہیں - یہ زنجیریں آپس میں اُلجھ جاتی ہیں جس کی وجہ سے مائع گندھک میں گاڑھا پن پیدا ہو جاتا ہے - بعض اوقات ایسے لمبے لمبے زنجیری مالیکیولوں میں 10,000 یا اس سے بھی زیادہ گندھک کے ایٹم جڑے ہوتے ہیں -

مزید گرم کرنے سے لمبی زنجیریں ٹوٹ کر چھوٹے ٹکڑوں میں تبدیل ہو جاتی ہیں اور مائع کا گاڑھا پن کم ہو جاتا ہے -

گندھک کے بخارات S_8، S_6 اور S_2 مالیکیولوں پر مشتمل ہوتے ہیں - کم درجۂ حرارت پر S_8 مالیکیول زیادہ ہوتے ہیں لیکن جوں جوں درجۂ حرارت بڑھتا ہے، S_8 مالیکیول ٹوٹ کر چھوٹے S_6 اور S_2 مالیکیولوں میں تبدیل ہو جاتے ہیں -

اُبلتی ہوئی گندھک کو یکایک پانی میں ڈال کر جب ٹھنڈا کیا جاتا



شکل 3-5 : پلاسٹک گندھک کی مالیکیولی ساخت

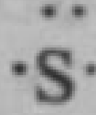
ہے تو لمبی زنجیروں والے مالیکیول دوبارہ قلمی شکل میں ترتیب نہیں پا سکتے - اس لیے اُلجھ کر ملائم یا پلاسٹک گندھک کی غیر قلمی شکل اختیار کر لیتے ہیں -



شکل 3-6 : پلاسٹک گندھک کے مالیکیول کا ماڈل

3 5 گندھک کے کیمیائی خواص

گندھک اور آکسیجن عناصر کے پیریاڈک چارٹ میں ہیلوجن گروپ سے فوراً پہلے آتے ہیں ۔ اس اعتبار سے گندھک کے ایٹم میں چھ ویلنس الیکٹران ہیں جن کو مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کیا جاتا ہے :



عام درجہ حرارت پر گندھک نسبتاً غیر عامل ہے مگر زیادہ درجہ حرارت پر دیگر عناصر سوائے سونا ، پلاٹینم اور نجیب گیسوں (Noble Gases) کے ، ہر ایک سے تعامل کرتی ہے ۔ دھاتوں کے ساتھ گندھک کا کیمیائی ملاپ اس قدر تیز ہوتا ہے کہ مادہ گرم ہو کر دہکنے لگتا ہے ۔ اکثر عناصر سے گندھک کوویلنیٹ مرکبات (Covalent Compounds) بناتی ہے جیسا کہ ہائیڈروجن سلفائیڈ کی صورت میں :



$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

ہائیڈروجن سلفائیڈ کو مندرجہ ذیل طریقے سے بھی لکھ سکتے ہیں :



یا



$$H - S - H$$

اس کے مالیکیول کے ایٹموں کے درمیان کوویلنٹ بانڈ ہوتے ہیں ۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ بننے میں گندھک تخفیفی عامل کے طور پر جب کہ ہائیڈروجن سلفائیڈ بننے میں تکسیدی عامل کے طور پر عمل کرتی ہے چنانچہ گندھک تکسیدی اور تخفیفی دونوں قسم کی عامل ہے ۔

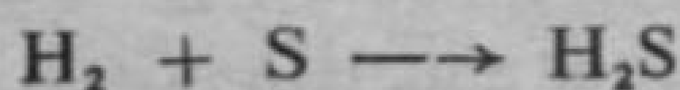
گندھک حرارت اور برق کے لیے ناقص موصل ہے اس لیے بعض برق آلات میں اس کو حاجز (Insulator) کے طور پر بھی استعمال کرتے ہیں ۔

گندھک ہوا میں جلتی ہے اس طرح سلفر ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتی ہے ۔



$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

جوش کھاتی ہوئی گندھک میں سے ہائیڈروجن کی رو گزاری جائے تو ہائیڈروجن سلفائیڈ حاصل ہوتی ہے -



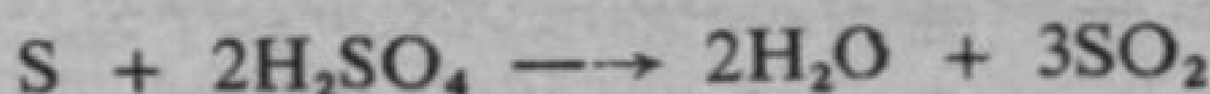
$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

گندھک کے بخارات سرخ یا سفید حرارت تک گرم کیے ہوئے کوئلوں پر سے گزارے جائیں تو کاربن ڈائی سلفائیڈ حاصل ہوتی ہے



$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

مرتکز سلفیورک ایسڈ کے ساتھ جوش دینے پر ایسڈ کی تخفیف واقع ہوتی ہے -



$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2$$

مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ گرم کرنے پر نائٹروجن کے آکسائیڈ اور سلفیورک ایسڈ بنتا ہے -

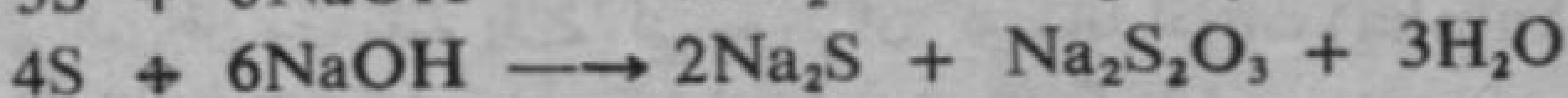


$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

سوڈیم اور پوٹاشیم کے ہائیڈر آکسائیڈ کے گرم مرتکز محلولوں سے تعامل کرتی ہے :



$$3S + 6NaOH \longrightarrow 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$$

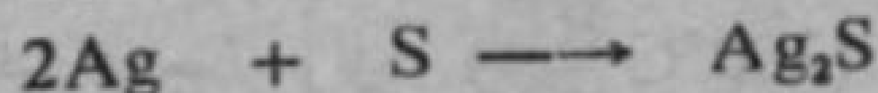


$$4S + 6NaOH \longrightarrow 2Na_2S + Na_2S_2O_3 + 3H_2O$$

گندھک لوہے ، تانبے ، جست ، پارے ، چاندی ، ایلومینیم ، میگنیشیم وغیرہ کے ساتھ گرم کیے جانے پر آمیزہ جل اٹھتا ہے اور اس طرح دھاتی سلفائیڈز پیدا ہوتے ہیں - مثلاً



$$Cu + S \longrightarrow CuS$$



$$2Ag + S \longrightarrow Ag_2S$$



$$Fe + S \longrightarrow FeS$$



$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

کلورین اور برومین گرم حالت میں گندھک سے تعامل کرتی ہیں اور اس طرح سلفر کے ہیلائیڈز پیدا ہوتے ہیں -



$$2S + Cl_2 \longrightarrow S_2Cl_2$$



$$2S + Br_2 \longrightarrow S_2Br_2$$

گندھک کے فوائد

1 - گندھک سے گندھک کا تیزاب بنایا جاتا ہے - موجودہ زمانے کی صنعت میں ایک نہایت کار آمد شے ہے -

2 - گندھک ، کوئلہ اور قلمی شورہ پیس کر بارود حاصل کیا جاتا ہے -

3 - گندھک دیاسلائیاں بنانے کے کام آتی ہے -

4 - گندھک سے کاربن ڈائی سلفا ئیڈ تیار کی جاتی ہے -

5 - گندھک کو خاص طریقوں سے ربڑ سے ملانے سے ربڑ کی مضبوطی اور لچک کو بڑھایا جاتا ہے -

6 - گندھک آتش بازی میں استعمال ہوتی ہے -

7 - گندھک کو ملا کر سلفر ڈائی آکسائیڈ گیس حاصل کی جاتی ہے جس سے جراثیم کشی اور رنگ کاٹ کا کام لیا جاتا ہے -

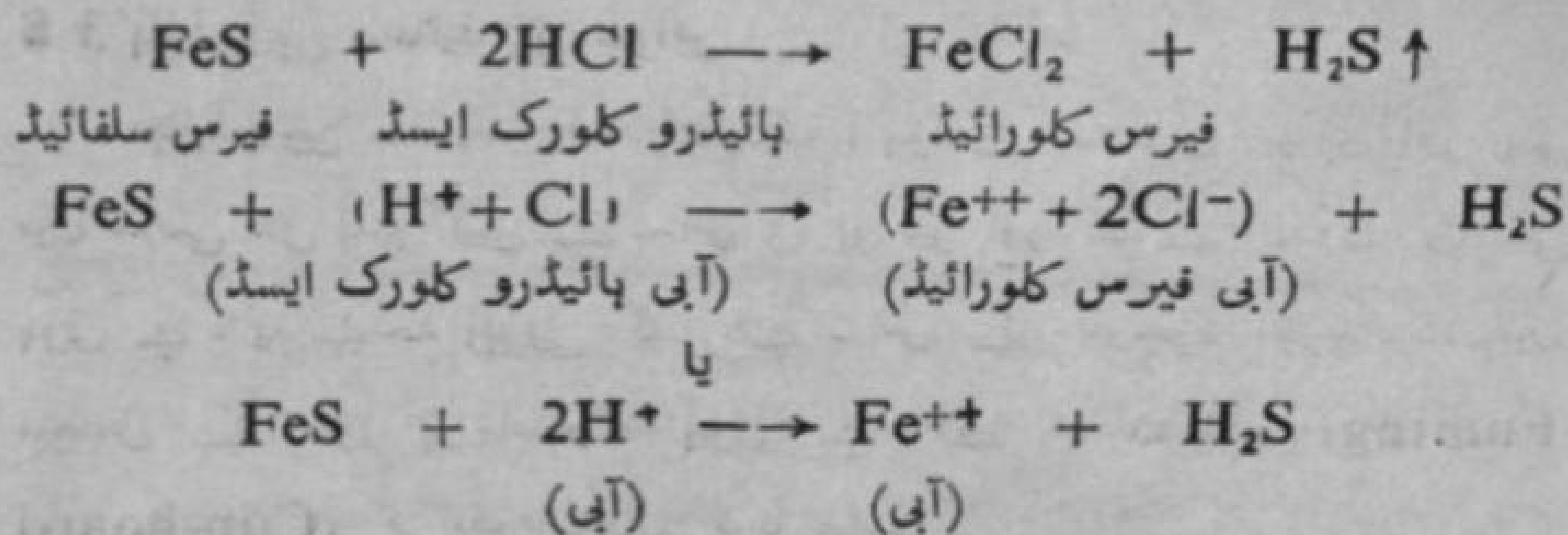
8 - طبی نقطہ نگاہ سے گندھک ادویات میں بھی استعمال ہوتی ہے ادویات کا ایک پوراسلسلہ گندھک کے نامیاتی مرکبات پر مشتمل ہے جو کئی امراض میں مفید پائے گئے ہیں - ان کو سلفا ادویات (Sulpha Drugs) کا نام دیا گیا ہے - سلفا ڈایا زین ، سلفا گونا ڈین وغیرہ اسی زمرے میں آتی ہیں -

3.7 ہائیڈروجن سلفائیڈ (HYDROGEN SULPHIDE)

تیاری

اعلیٰ درجہ حرارت (قریباً 300°C) پر ہائیڈروجن اور گندھک کے براہ راست ملاپ سے ہائیڈروجن سلفائیڈ گیس بنتی ہے - عام درجہ حرارت پر ان کے درمیان کوئی خاص تعامل نہیں ہوتا ہے -

ہائیڈروجن سلفائیڈ کی تیاری کا ایک دوسرا آسان طریقہ بھی ہے - اس طریقے میں دھاتی سلفائیڈوں پر ہلکے تیزابوں کا عمل کیا جاتا ہے - عموماً آئرن سلفائیڈ اور ہلکا ہائیڈروکلورک ایسڈ اس مقصد کے لیے استعمال ہوتے ہیں -



$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

فیرس سلفائیڈ ہائیڈرو کلورک ایسڈ فیرس کلورائیڈ

$$FeS + (H^+ + Cl^-) \longrightarrow (Fe^{++} + 2Cl^-) + H_2S$$

(آبی ہائیڈرو کلورک ایسڈ) (آبی فیرس کلورائیڈ)

یا

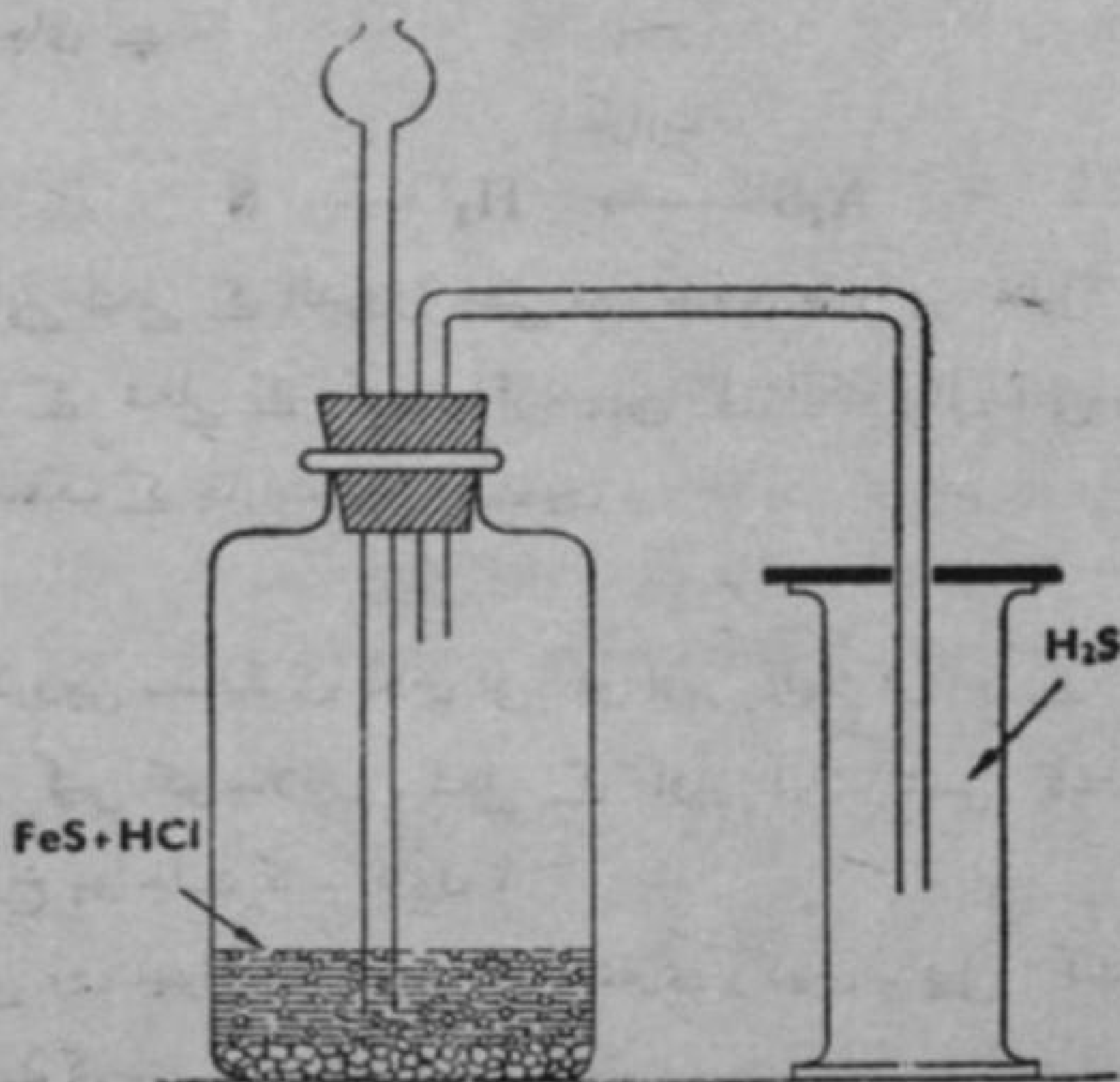
$$FeS + 2H^+ \longrightarrow Fe^{++} + H_2S$$

(آبی) (آبی)

چونکہ ہائیڈروجن سلفائیڈ پانی میں کافی حل پذیر ہے ۔ اس لیے یہ ہوا کے اوپر وار ہٹاؤ (Upward displacement) سے اکٹھی کی جاتی ہے ۔

تجربہ گاہ میں تیاری

فیرس سلفائیڈ کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں پر ہلکا ہائیڈروکلورک ایسڈ ڈالیں ۔ جو ہائیڈروجن سلفائیڈ بنتی ہے ، اسے ہوا کے اوپر وار ہٹاؤ سے گیس جار میں اکٹھا کریں ۔



شکل : 3-7 ہائیڈروجن سلفائیڈ گیس کی تجربہ گاہ میں تیاری

3.8 ہائیڈروجن سلفائیڈ کے خواص

ہائیڈروجن سلفائیڈ ایک بے رنگ ، ہوا سے معمولی بھاری اور پانی میں خاصی حل پذیر گیس ہے ۔ اس کی بو تیز اور گندے انڈوں کی سی ہوتی ہے ۔ یہ بے حد زہریلی گیس ہے ۔ اس کے باوجود تجربہ گاہ میں متعامل کے طور پر استعمال ہوتی ہے ۔ اسے دخان خانے (Fuming Cup-board) کے اندر استعمال کرنا چاہیے ۔

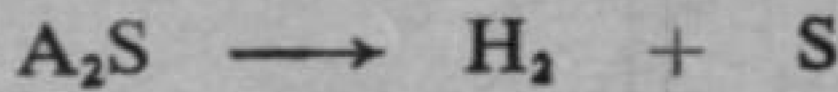
ہائیدروجن سلفائیڈ ہوا میں جلتی ہے

ہائیڈروجن سلفائیڈ ہوا میں نیلے شعلے سے جل کر سلفر ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے ۔



$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2$$

ہائیڈروجن سلفائیڈ غیر قیام پذیر بھی ہے ۔ گرم کرنے سے یہ فوراً تحلیل ہو جاتی ہے ۔



$$A_2S \xrightarrow{\text{حرارت}} H_2 + S$$

یہ اپنے شعلے کے اندرونی حصے میں جزوی طور پر تحلیل ہو جاتی ہے ۔ اس کے شعلے کے اوپر اگر چینی کی ایک پیالی آلٹی رکھیں تو اس پر گندھک کے بخارات جم جاتے ہیں ۔

تجربہ

ہائیڈروجن سلفائیڈ کی نکاس نلی کو اوپر اٹھا کر اس کے سرے پر نکلتی ہوئی گیس کو جلائیں ۔ شعلے کے اوپر نیلا لٹمس کاغذ رکھیں یہ فوراً سرخ ہو جائے گا ۔ کیوں ؟

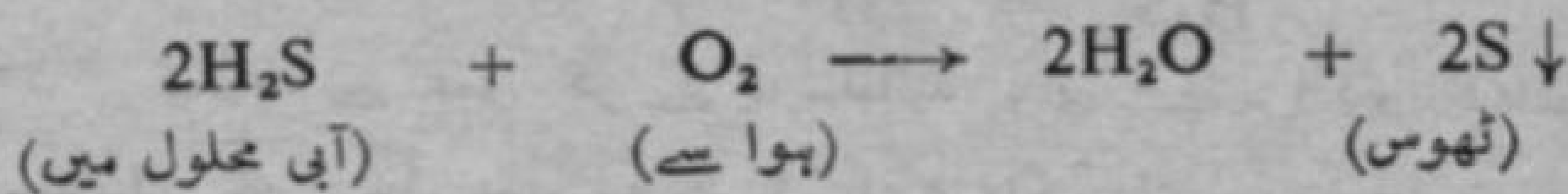
شعلے میں تھوڑی دیر چینی کی طشتری رکھیں ۔ پیلی گندھک اس پر جم جائے گی ۔

دھاتوں کے ساتھ کیمیائی عمل

ہائیڈروجن سلفائیڈ سوائے ایسی دھاتوں کے جو چاندی سے کم عامل ہیں ، تمام دھاتوں سے عام درجہ حرارت پر عمل کرتی ہے - ہوا میں موجود ہائیڈروجن سلفائیڈ کی خفیف مقدار چاندی کے برتنوں کی چمک ختم کر دیتی ہے اور ان کے اوپر سیاہی مائل بھورے سلور سلفائیڈ کی تہہ جم جاتی ہے - خوراک کی چیزیں مثلاً انڈے وغیرہ جس میں گندھک کے مرکبات ہوتے ہیں ، اسی وجہ سے چاندی کے چھری کانٹے کو دھندلا کر دیتے ہیں -

ہائیڈروجن سلفائیڈ تخفیفی عامل ہے

ہائیڈروجن سلفائیڈ بذات خود یا اس کا محلول تخفیفی عامل ہیں جس کی وجہ اس کی غیر قیام پذیری ہے - غیر قیام پذیر ہونے کے باعث یہ اپنی ہائیڈروجن کو کیمیائی عملوں سے الگ کر دیتی ہے - مثلاً ہائیڈروجن سلفائیڈ کے محلول کو اگر ہوا میں تھوڑی دیر رکھیں تو ہوا میں موجود آکسیجن اس کی تکسید کر دیتی ہے اور گندھک کا رسوب تہہ میں بیٹھ جاتا ہے -

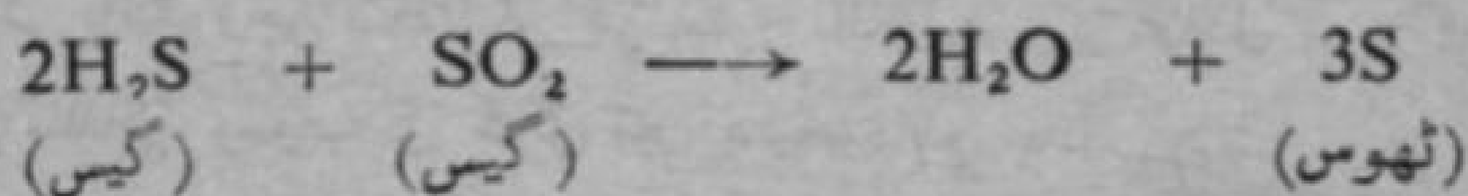


$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2S\downarrow$$

(آبی محلول میں) (ہوا سے) (ٹھوس)

ہائیڈروجن سلفائیڈ کا ایک اور تخفیفی عمل

ہائیڈروجن سلفائیڈ کے سلنڈر کو سلفر ڈائی آکسائیڈ کے سلنڈروں پر منہ در منہ رکھیں اور اس کو اچھی طرح سے ملنے دیں - نمی کی موجودگی میں سلنڈروں کی اندرونی سطح پر آہستہ آہستہ پیلے رنگ کی گندھک جمنے لگے گی -



$$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S$$

(گیس) (گیس) (ٹھوس)

تجربہ

سلفر ڈائی آکسائیڈ سے بھرے ہوئے جار کو خشک ہائیڈروجن

سلفائیڈ کے جار پر آلٹ دیں اور دونوں گیسوں کو اچھی طرح ملنے دیں - بظاہر کوئی تبدیلی نظر نہیں آتی - اب ان میں چند قطرے پانی ڈالیں جو عمل انگیز کا کام کرتے ہیں - گندھک گیس جار کی دیواروں پر جمتی دکھائی دے گی -

مندرجہ بالا تجربے کی ارضیاتی اہمیت بھی ہے - آتش فشاں پہاڑوں کے دہانے سے جب گرم بھاپ ، ہائیڈروجن سلفائیڈ اور سلفر ڈائی آکسائیڈ نکلتی ہے تو ٹھنڈا ہونے پر مندرجہ بالا مساوات کے مطابق گندھک آزاد حالت میں پیدا ہوتی ہے - آتش فشاں پہاڑوں کے علاقوں مثلاً سسلی ، میکسیکو ، جاپان اور پاکستان میں کوئٹہ ، قلات میں گندھک کا وجود غالباً اسی وجہ سے ہے -

ہائیڈروجن سلفائیڈ پانی میں حل ہو کر کمزور تیزاب بناتی ہے

ہائیڈروجن سلفائیڈ پانی میں حل ہو کر تیزابی محلول بناتی ہے - یہ بے حد کمزور ایسڈ ہے -

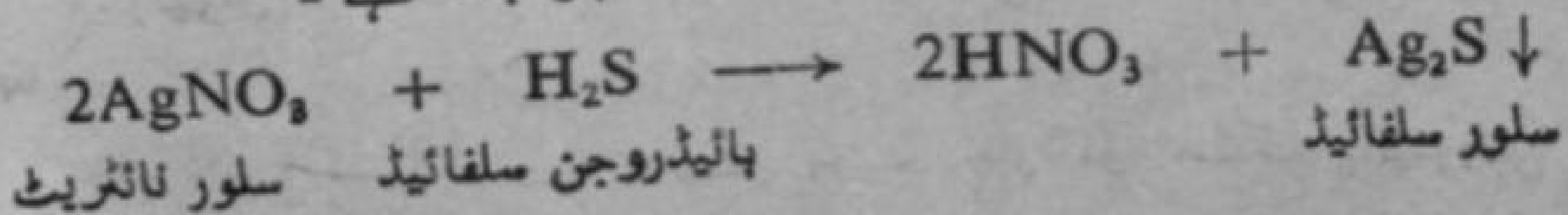


$$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{--}$$

نمکیات سے عمل کر کے یہ سلفائیڈ بناتی ہے - اکثر دھاتوں کے سلفائیڈز غیر حل پذیر ہونے کے باعث رنگ دار رسوب بناتے ہیں - اسی وجہ سے ہائیڈروجن سلفائیڈ تجرباتی کیمیا (Analytical Chemistry) میں بطور متعامل (Reagent) استعمال ہوتی ہے -

ہائیڈروجن سلفیائیڈ ، حل پذیر نمکیات سے غیر حل پذیر دھاتی سلفائیڈ علیحدہ کر دیتی ہے -

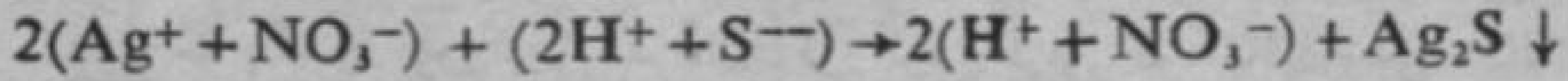
اگر ہائیڈروجن سلفائیڈ کو سلور نائٹریٹ کے محلول میں گزارا جائے تو سلور سلفائیڈ رسوب کی شکل میں علیحدہ ہو جاتا ہے -



$$2AgNO_3 + H_2S \longrightarrow 2HNO_3 + Ag_2S \downarrow$$

سلور نائٹریٹ — ہائیڈروجن سلفائیڈ — سلور سلفائیڈ

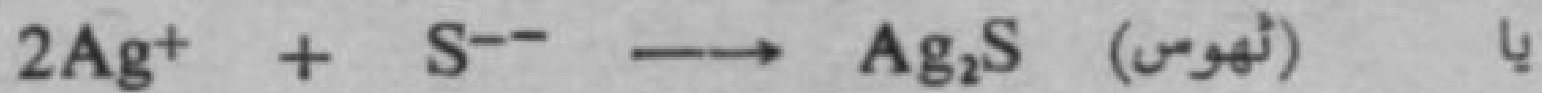
اس عمل کی آئنی مساوات مندرجہ ذیل ہوگی -



$$2(Ag^{+} + NO_3^{-}) + (2H^{+} + S^{--}) \rightarrow 2(H^{+} + NO_3^{-}) + Ag_2S \downarrow$$

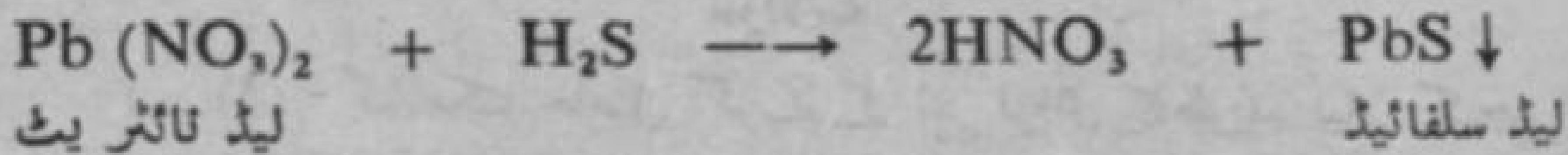
سلور نائٹریٹ کا　　　ہائیڈروجن سلفائیڈ
پانی میں محلول　　　کا پانی میں محلول

یا



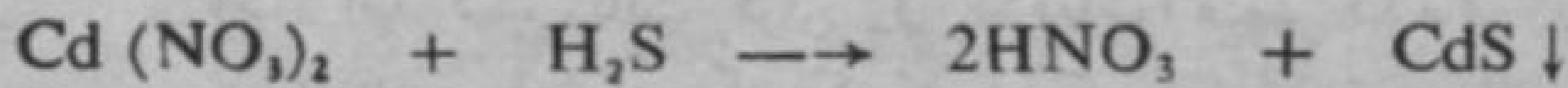
$$2Ag^{+} + S^{--} \longrightarrow Ag_2S \text{ (ٹھوس)}$$

ہائیڈروجن سلفائیڈ ، کیڈمیم اور اینٹیمنی کے حل پذیر نمکیات کے ساتھ عمل کر کے بھی ان دھاتوں کے سلفائیڈ بنا دیتی ہے -



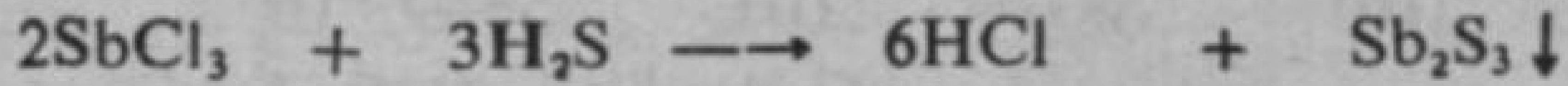
$$Pb(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow 2HNO_3 + PbS \downarrow$$

لیڈ نائٹریٹ　　　لیڈ سلفائیڈ



$$Cd(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow 2HNO_3 + CdS \downarrow$$

کیڈمیم نائٹریٹ　　　کیڈمیم سلفائیڈ



$$2SbCl_3 + 3H_2S \longrightarrow 6HCl + Sb_2S_3 \downarrow$$

اینٹیمنی کلورائیڈ　　　اینٹیمنی سلفائیڈ

مندرجہ بالا تمام سلفائیڈز غیر حل پذیر اور رنگ دار ہیں - سلور سلفائیڈ سیاہ ، مرکیورک سلفائیڈ سیاہی مائل بھورا ، لیڈ سلفائیڈ سیاہ ، کیڈمیم سلفائیڈ پیلا اور اینٹیمنی سلفائیڈ نارنجی رنگ کا ہوتا ہے -

تجربہ

پانچ امتحانی نلیوں میں مندرجہ ذیل مرکبات کے محلول ڈالیں :

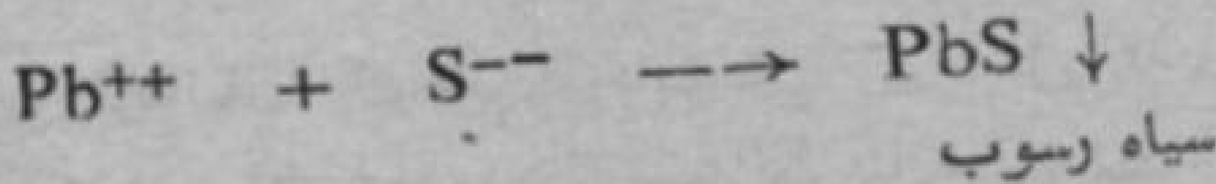
سلور نائٹریٹ ، کیوپرک سلفیٹ ، لیڈ نائٹریٹ ، کیڈمیم نائٹریٹ اور اینٹیمنی کلورائیڈ -

ہر نلی میں تقریباً ایک ملی لٹر ہائیڈروجن سلفائیڈ کا سیر شدہ محلول ڈالیں اور اس طرح جو رسوب بنیں ان کے رنگوں کا مشاہدہ کریں -

سلفائیڈ آئن کی شناخت

غیر حل پذیر سلفائیڈ (عموماً لیڈ سلفائیڈ) کا بننا ہی سلفائیڈ آئن کی شناخت کا بہترین طریقہ ہے جس کے لیے عام طور پر مندرجہ ذیل طریقہ اختیار کیا جاتا ہے -

ایک امتحانی نلی میں کوئی حل پذیر دھاتی سلفائیڈ لیں ۔ اس میں تھوڑا سا ہائیڈرو کلورک ایسڈ ڈال کر گرم کریں تو ہائیڈروجن سلفائیڈ نکلے گی ۔ ایک فلٹر پیپر کو لیڈ ایسیٹیٹ کے محلول میں ڈبو کو امتحانی نلی کے منہ کے قریب رکھیں ۔ فلٹر پیپر لیڈ سلفائیڈ بننے کی وجہ سے سیاہ پڑ جائے گا ۔



$$Pb^{++} + S^{--} \longrightarrow PbS \downarrow$$

سیاہ رسوب

سوالات

1 - (ا) گندھک حاصل کرنے کے لیے فراش کا طریقہ بیان کیجیے ۔

(ب) آپ کیسے ثابت کریں گے کہ دیا ہوا عنصر گندھک ہے ؟

(ج) مندرجہ ذیل سے گندھک کا کیا کیمیائی تعامل ہوتا ہے :

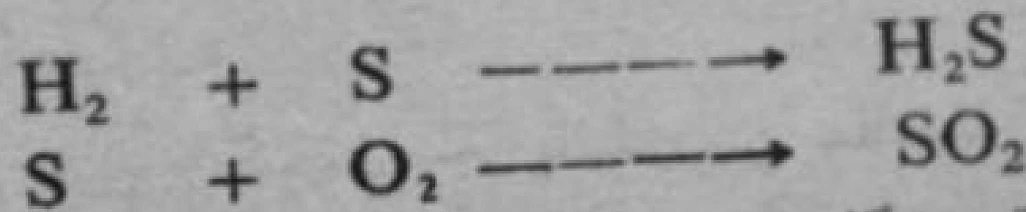
(i) آکسیجن (ii) ہائیڈروجن (iii) آئرن

گندھک کے تین استعمال بیان کیجیے ۔

2 - (ا) مائع گندھک گرم کرنے سے گاڑھی کیوں ہو جاتی ہے ؟ ابلتی ہوئی گندھک کو پانی میں ڈالنے سے جو ملائم گندھک بنتی ہے اس کی خصوصیات کی وضاحت کیجیے ۔

(ب) گندھک کی مختلف بہروپی شکلوں کی مالیکیولی ساخت کی بنیاد پر وضاحت کیجیے ۔

(ج) مندرجہ ذیل تعاملات میں گندھک تخفیفی عامل ہے یا تکسیدی اور کیوں ؟



$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

3 - (i) تجربہ گاہ میں ہائیڈروجن سلفائیڈ کیسے تیار کی جاتی ہے ؟

(ii) جب ہائیڈروجن سلفائیڈ کو لیڈ نائٹریٹ کے محلول سے گزاریں تو کیا عمل ہوگا ؟ اس کی مساوات بھی لکھیے ۔

(iii) ہائیڈروجن سلفائیڈ کا آبی محلول کمزور تیزاب ہے اور غیر قیام پذیر ہے اس کی تشریح کیجیے ۔

(iv) ہائیڈروجن سلفائیڈ کے محلول کو ایک کھلی بوتل میں اگر کئی دن تک رکھیں تو اس تہہ میں گندھک بیٹھنے لگتی ہے - کیوں ؟

4 - (ا) مندرجہ ذیل کو اگر گرم نلی سے گزاریں تو کیا عمل ہوگا ؟

(i) ہائیڈروجن سلفائیڈ -

(ii) ہائیڈروجن سلفائیڈ اور ہوا کا آمیزہ -

(ب) کاپر سلفیٹ اور سوڈیم سلفائیڈ کے محلولوں کو ملانے سے کیوپرک سلفائیڈ کا رسوب بنتا ہے - اس تعامل کی آئنی مساوات لکھیے -

5 - 100 ملی لٹر ہائیڈروجن سلفائیڈ کو ہوا میں جلایا گیا - اگر معیاری درجہ حرارت اور دباؤ پر ہوا میں بلحاظ حجم 20 فی صد آکسیجن ہو تو ہائیڈروجن سلفائیڈ کو مکمل طور پر جلانے کے لیے کتنے ملی لٹر ہوا درکار ہوگی ؟

(جواب : 750 ملی لٹر)

6 - 10 گرام کاپر سے کاپر سلفائیڈ تیار کرنا ہے - گندھک کی کتنی مقدار استعمال ہوگی ؟ حقیقی تجربے میں تخمینے سے زیادہ گندھک استعمال کی جاتی ہے - کیوں ؟

(جواب : 5·6 گرام تقریباً)

7 - ہائیڈروجن سلفائیڈ میں گندھک کی فی صد مقدار معلوم کریں-

(جواب : 94·1 فیصد)

چوتھا باب

گندھک کے آکسائیڈز اور سلفیورک ایسڈ

(OXIDES OF SULPHUR AND SULPHURIC ACID)

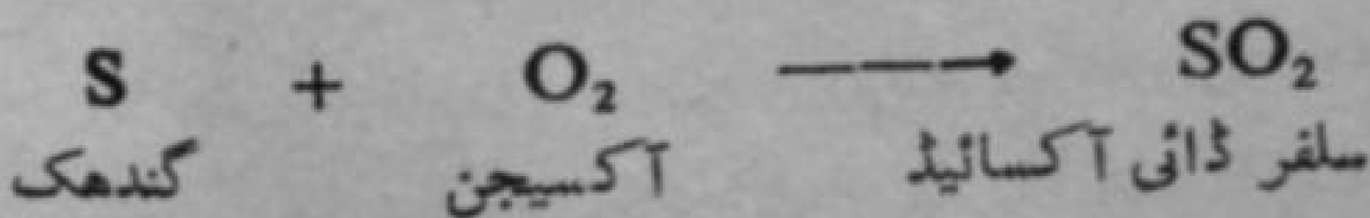
سلفر کے آکسائیڈز (OXIDES OF SULPHUR)

گندھک کے دو آکسائیڈز عام طور پر ملتے ہیں - ایک سلفر ڈائی آکسائیڈ (Sulphur Dioxide) اور دوسرا سلفر ٹرائی آکسائیڈ (Sulphur Trioxide) - دونوں تیزابی آکسائیڈ ہیں کیونکہ پانی میں حل ہو کر تیزاب بناتے ہیں اگرچہ گندھک کے دوسرے آکسائیڈ بھی معلوم ہیں ، لیکن اس کتاب میں ہم ان پر بحث نہیں کریں گے -

4.1 سلفر ڈائی آکسائیڈ (SULPHUR DIOXIDE)

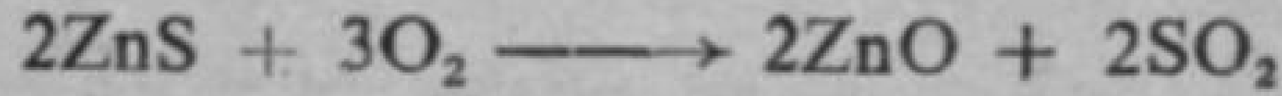
یہ گیس مندرجہ ذیل طریقوں سے تیار کی جا سکتی ہے :

(1) گندھک کو ہوا میں جلانے سے :



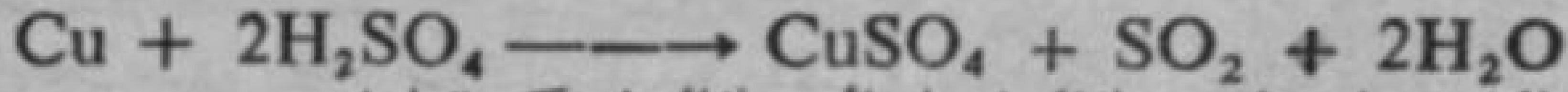
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

(2) دھاتوں کے سلفائیڈ کو جلانے سے :



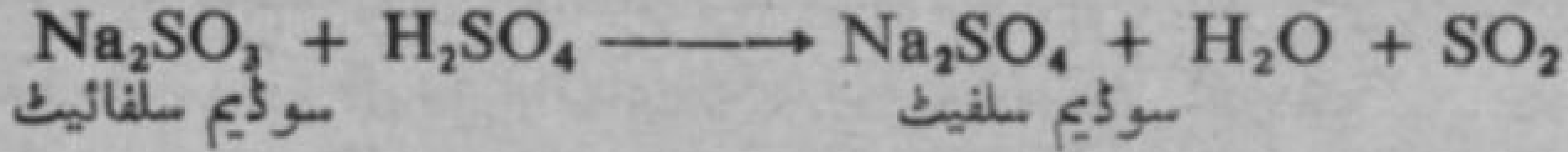
$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

(3) سلفیورک ایسڈ کی دھاتوں کے ذریعے تخفیف سے :



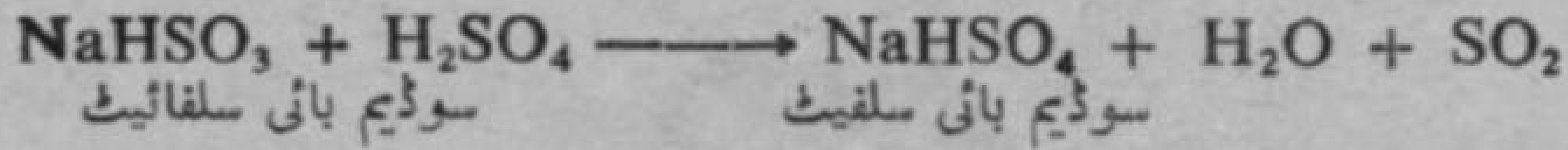
$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

(4) تیزاب اور سلفائیٹ یا بائی سلفائیٹ کے تعامل سے :



$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2$$

سوڈیم سلفائیٹ ——— سوڈیم سلفیٹ

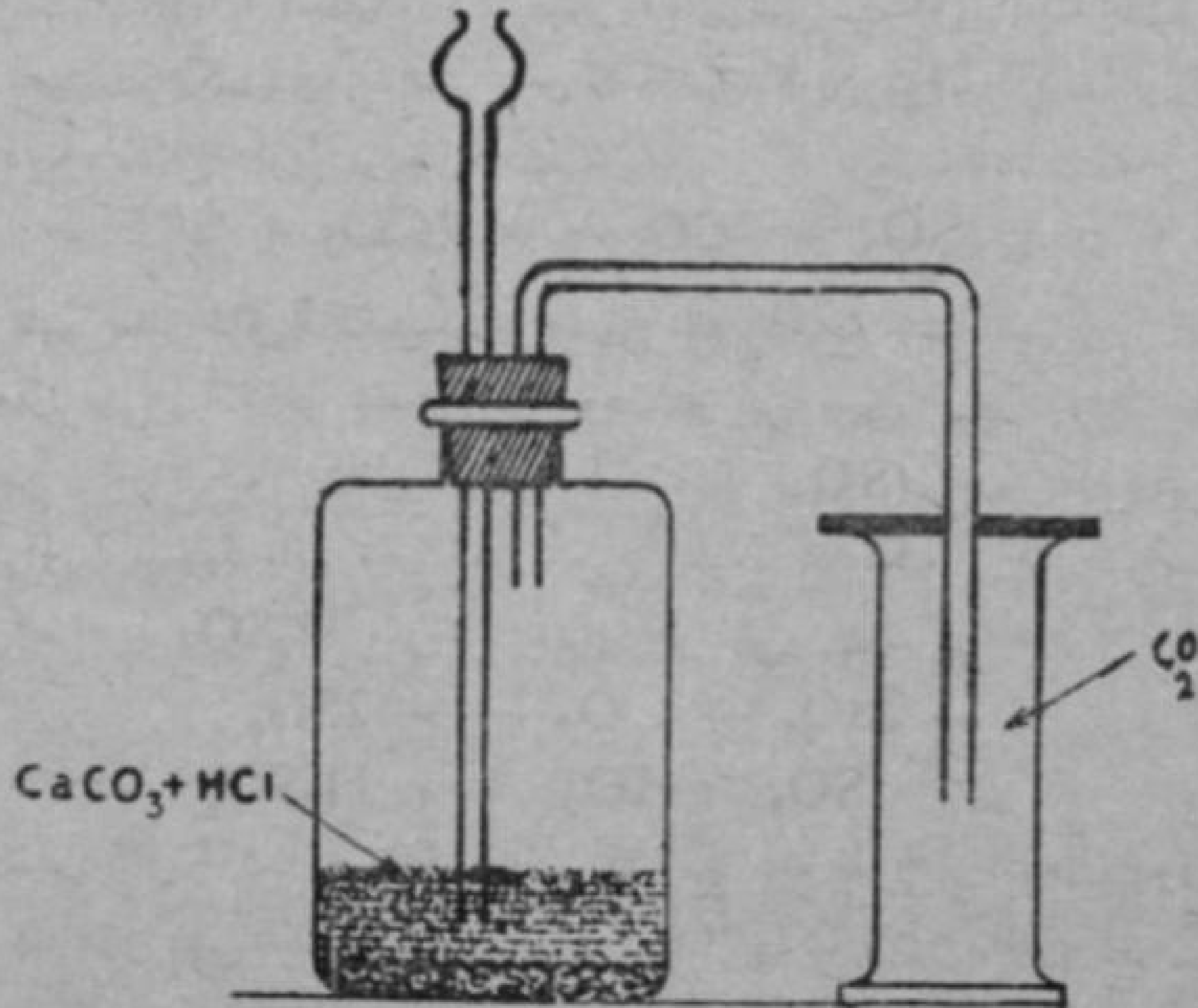


$$NaHSO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O + SO_2$$

سوڈیم بائی سلفائیٹ ——— سوڈیم بائی سلفیٹ

سلفر ڈائی آکسائیڈ کی تجربہ گاہ میں تیاری

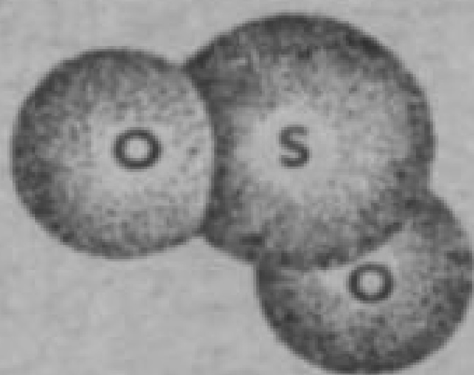
تجربہ گاہ میں سلفر ڈائی آکسائیڈ طریقہ نمبر 3 یا 4 کے مطابق تیار کی جاتی ہے ۔ ایک گول پیندے والی صراحی میں مرتکز سلفیورک ایسڈ کے ساتھ تانبے کی کترن کو گرم کیا جائے تو سلفر ڈائی آکسائیڈ گیس خارج ہوتی ہے ۔ شکل 1—4 گیس کو ہوا کے اوپر وار ہٹاؤ کے ذریعے سلنڈروں میں جمع کیا جاتا ہے ۔



شکل 1—4 : تجربہ گاہ میں سلفر ڈائی آکسائیڈ گیس کی تیاری

خواص

سلفر ڈائی آکسائیڈ ایک بے رنگ گیس ہے اس کی بو بڑی تیز اور چبھنے والی ہوتی ہے۔ یہ گیس $-10 \cdot 02°C$ پر مائع کی صورت میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ اگر اس مائع کو $-75 \cdot 46°C$ تک ٹھنڈا کیا جائے تو یہ مائع ٹھوس کی شکل اختیار کر لیتا ہے۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ پانی میں آسانی سے حل ہو جاتی ہے۔ یہ ہوا سے بھاری گیس ہے۔



شکل 2—4 : سلفر ڈائی آکسائیڈ کے مالیکیول کا ماڈل

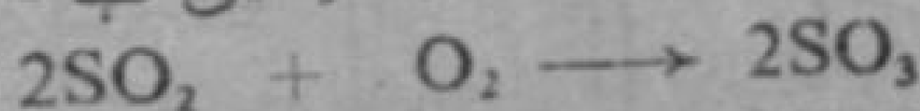
کیمیائی خواص

سلفر ڈائی آکسائیڈ تکسیدی عامل بھی ہے اور ایک تخفیفی عامل بھی۔ بحیثیت تکسیدی عامل اس کا تعامل کاربن مونو آکسائیڈ کے ساتھ 100 درجہ سینٹی گریڈ پر ہوتا ہے۔



$$SO_2 + 2CO \longrightarrow 2CO_2 + S$$

تاہم سلفر ڈائی آکسائیڈ کی تخفیفی خصوصیات بہت اہم ہیں اور اس کا استعمال بھی زیادہ تر تخفیفی خصوصیات پر مبنی ہے۔ مثلاً ہوا کی آکسیجن اس کو سلفر ٹرائی آکسائیڈ (SO_3) میں بدل دیتی ہے۔ سلفر ٹرائی آکسائیڈ پانی میں حل ہو کر گندھک کے تیزاب یعنی سلفیورک ایسڈ H_2SO_4 صورت اختیار کر لیتی ہے۔



$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$



$$SO_3 + HO_2 \longrightarrow H_2SO_4$$

سلفر ڈائی آکسائیڈ رنگ کاٹنے کے لیے عام طور پر استعمال ہوتی ہے۔ اس کا یہ عمل بھی تخفیفی ہے۔ اگر "×" رنگ کے مالیکیول کے لیے لکھا جائے تو یہ عمل مندرجہ ذیل طریقے سے لکھا جا سکتا ہے:



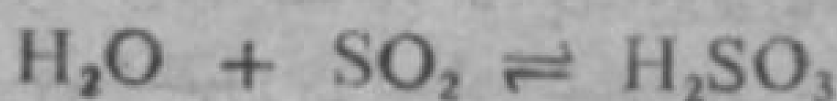
$$SO_2 + 2H_2O + \text{“}\times\text{”} \longrightarrow H_2SO_4 + \times H_2$$

رنگ والا مالیکیول ہائیڈروجن کے دو ایٹموں کے امتزاج سے ایک بے رنگ مالیکیول بن جاتا ہے - (یہ بات ذہن نشین رہے کہ کلورین بھی رنگ کاٹنے والی گیس ہے - لیکن اس کا یہ عمل تکسیدی ہے) چونکہ سلفر ڈائی آکسائیڈ تخفیفی عمل سے رنگ اڑاتی ہے - اس لیے کچھ عرصہ گزر جانے کے بعد رنگ دوبارہ لوٹ آتا ہے اس کی وجہ ہوا کا عمل تکسید ہے جو رنگ کو آہستہ آہستہ واپس لوٹا دیتا ہے -

سلفر ڈائی آکسائیڈ کا رنگ کاٹ عمل

تجربہ

ایک سرخ گلاب کے پھول کو ذرا پانی میں بگھو لیں اور سلفر ڈائی آکسائیڈ کے سلنڈر میں ڈال دیں - دیکھتے ہی دیکھتے پھول کا رنگ کٹ جائے گا - اب اگر اس بے رنگ پھول کی چند پنکھڑیاں کھلی ہوا میں کچھ دیر رکھ دی جائیں تو آپ دیکھیں گے کہ گلاب کا اصلی رنگ پھر عود کر آتا ہے - یہ رنگ عمل تکسید کے باعث واپس آ جاتا ہے - چند پنکھڑیاں کسی دوسرے تکسیدی عامل مثلاً پوٹاشیم کلوریٹ کے گرم محلول میں ڈال کر دیکھیں - اس صورت میں بھی وہی نتیجہ نکلتا ہے - یعنی پنکھڑیاں اپنا اصلی رنگ حاصل کر لیتی ہیں - سلفر ڈائی آکسائیڈ کا پانی میں محلول سلفیورس ایسڈ کہلاتا ہے -



$$H_2O + SO_2 \rightleftharpoons H_2SO_3$$

سلفیورس ایسڈ

اگر عمل تبخیر کے ذریعے پانی اڑا کر خالص سلفیورس ایسڈ حاصل کرنے کی کوشش کی جائے تو ایسڈ کی تحلیل (Decomposition) ہو جاتی ہے اور سلفر ڈائی آکسائیڈ خارج ہو جاتی ہے - خالص سلفیورس ایسڈ آج تک تیار نہیں کیا جا سکا - مرتکز سلفیورس ایسڈ بھی غیر قیام پذیر ہے -

سلفر ڈائی آکسائیڈ اور کلورین کی رنگ کاٹ خاصیت میں فرق

1 - کلورین گیس بھی رنگ کاٹ خاصیت رکھتی ہے لیکن کلورین کا رنگ کاٹ عمل تکسیدی ہے اور نوزائیدہ آکسیجن کی وجہ سے ہوتا ہے

لیکن سلفر ڈائی آکسائیڈ کا عمل تخفیفی ہے اور نوزائیدہ ہائیڈروجن کی وجہ سے ہوتا ہے۔

(2) کلورین اشیاء کو مستقل طور پر بے رنگ کرتی ہے۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ کا رنگ کاٹ عمل عارضی ہوتا ہے اور رنگ کو باآسانی عود کیا جا سکتا ہے۔

شناخت

1 - اس کی مخصوص تنفس روکنے والی بو ہے۔
2 - گیلے گلاب کے پھول کو بے رنگ کر دیتی ہے۔
3 - گیلے پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ پیپر کو سبز کر دیتی ہے۔
4 - پوٹاشیم پر مینگنیٹ کے تیزابی محلول کو بے رنگ کر دیتی ہے

سلفیورس ایسڈ کی غیر قیام پذیری

تجربہ

سلفر ڈائی آکسائیڈ کے ایک سلنڈر میں تقریباً دس ملی لٹر پانی ڈالیں۔ سلنڈر کا منہ بند کر کے اس کو پورے زور سے ہلائیں۔ بعد ازاں اس محلول میں ایک نیلا لٹمس کاغذ ڈال دیں وہ سرخ ہو جائے گا۔ پس ثابت ہوا کہ سلفر ڈائی آکسائیڈ کا آبی محلول ایک تیزاب ہے۔ یہ تیزاب وہی ہے جسے ہم سلفیورس ایسڈ کہتے ہیں۔ اب اگر اس محلول کو پانچ منٹ تک گرم کریں اور ٹھنڈا ہو جانے پر لٹمس سے شناخت کریں تو یہ تعدیلی حالت میں پایا جائے گا۔ پس ثابت ہوا کہ سلفیورس ایسڈ حرارت سے تحلیل ہو جاتا ہے۔

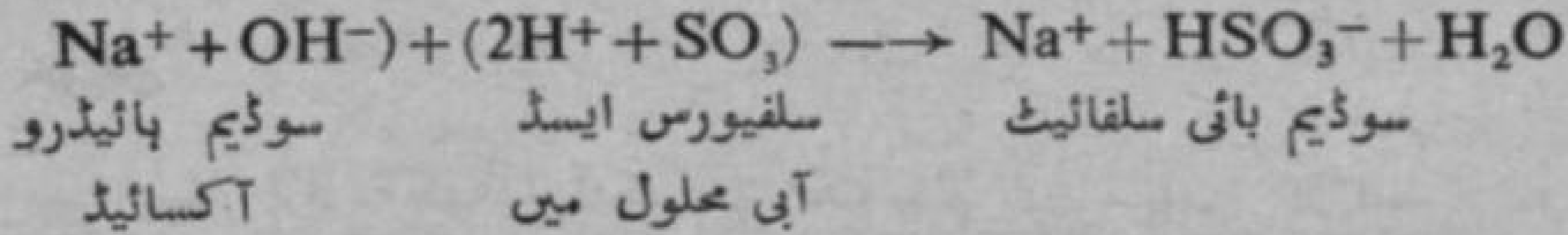
سلفر ڈائی آکسائیڈ کا پوٹاشیم پرمینگنیٹ پر تخفیفی عمل

تجربہ

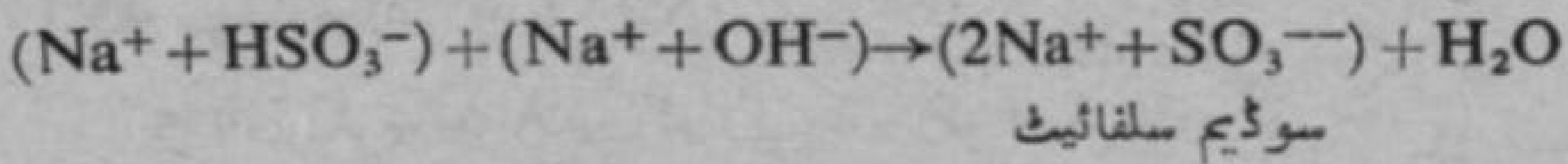
اگر سلفر ڈائی آکسائیڈ گیس کو پوٹاشیم پرمینگنیٹ کے محلول میں سے گزارا جائے تو پوٹاشیم پرمینگنیٹ کا محلول بے رنگ ہو جائے گا۔ اس کے معنی یہ ہوئے کہ پوٹاشیم پرمینگنیٹ کی تخفیف ہو گئی ہے یا بالفاظ دیگر سلفیورس ایسڈ کی تکسید ہو گئی ہے۔

2.4 سلفائیٹ اور بائی سلفائیٹ

سلفیورس ایسڈ الکلیوں کے ساتھ تعامل کر کے سلفائیٹ اور بائی سلفائیٹ نمکیات بناتا ہے۔

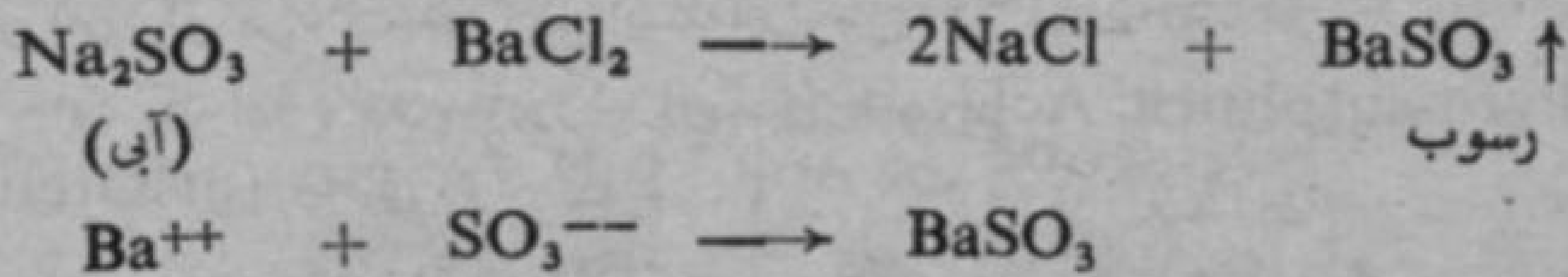


$$Na^{+} + OH^{-}) + (2H^{+} + SO_3) \longrightarrow Na^{+} + HSO_3^{-} + H_2O$$



$$(Na^{+} + HSO_3^{-}) + (Na^{+} + OH^{-}) \rightarrow (2Na^{+} + SO_3^{--}) + H_2O$$

سلفائیٹ عموماً پانی میں نا حل پذیر ہوتے ہیں لیکن سوڈیم ، پوٹاشیم اور امونیا کے سلفائیٹ پانی میں بخوبی حل ہو جاتے ہیں - چنانچہ اگر سوڈیم سلفائیٹ کے محلول میں بیریم کلورائیڈ کا محلول ڈالا جائے تو بیریم سلفائیٹ کا رسوب حاصل ہوتا ہے -



$$Na_2SO_3 + BaCl_2 \longrightarrow 2NaCl + BaSO_3 \uparrow$$

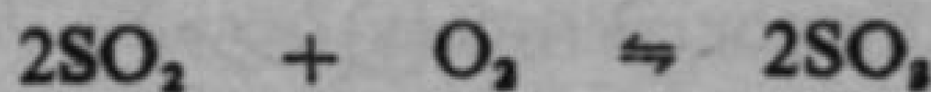
$$Ba^{++} + SO_3^{--} \longrightarrow BaSO_3$$

استعمال

سلفر ڈائی آکسائیڈ ایک رنگ کاٹ عامل ہے - علاوہ ازیں یہ جراثیم کش بھی ہے - اس خاصیت کی وجہ سے اس گیس کو خشک میوے اور دوسرے پھلوں کے تحفظ کے لیے استعمال کیا جاتا ہے - تاہم اس کا سب سے اہم استعمال سلفیورک ایسڈ کی صنعت میں ہے -

4.3 سلفر ٹرائی آکسائیڈ (SULPHUR TRIOXIDE)

سلفر ٹرائی آکسائیڈ عموماً سلفر ڈائی آکسائیڈ کی تکسید سے حاصل کی جاتی ہے -



$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$$

صنعتی اعتبار سے یہ تعامل بہت اہم ہے کیونکہ سلفیورک ایسڈ کی تیاری میں یہ پہلا مرحلہ ہے۔ یہ متعاکس تعامل (Reversible Reaction) ہے اور حرارت زا (Exothermic) بھی ہے۔ اس تعامل کے لیے ایک عمل انگیز (Catalyst) کی ضرورت بھی ہوتی ہے۔

خواص

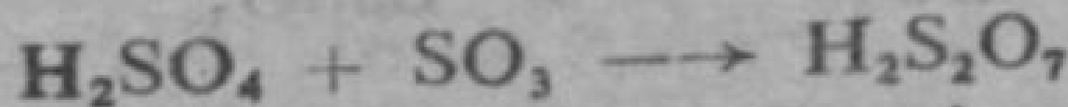
سلفر ٹرائی آکسائیڈ ایک بے رنگ مائع ہے۔ جس کا نقطۂ جوش 45°C ہے اور نقطۂ انجماد 15°C ہے۔

یہ پانی کے ساتھ ملاپ کر کے سلفیورک ایسڈ بناتی ہے



$$H_2O + SO_3 \longrightarrow H_2SO_4$$

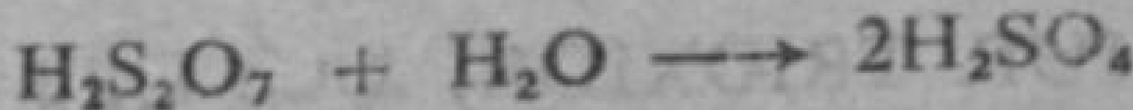
سلفر ٹرائی آکسائیڈ پانی کی نسبت سلفیورک ایسڈ میں زیادہ بہتر طور پر حل ہو جاتی ہے۔ پانی کے ساتھ یہ ایک دھند سی بناتی ہے جو کہ سلفیورک ایسڈ کے مہین ذرات کے باعث بنتی ہے۔ اس کے برعکس اگر اس کو مرتکز سلفیورک ایسڈ میں حل کیا جائے تو آسانی سے حل ہو جاتی ہے اور پائرو سلفیورک ایسڈ یا اولیم (Pyro-sulphuric Acid or Oleum) حاصل ہوتا ہے۔



$$H_2SO_4 + SO_3 \longrightarrow \underset{\text{پائرو سلفیورک ایسڈ}}{H_2S_2O_7}$$

4.4 سلفیورک ایسڈ (SULPHURIC ACID)

سلفیورک ایسڈ کی صنعتی تیاری میں پہلے اولیم بنایا جاتا ہے اور پھر اولیم میں پانی کی مناسب مقدار ملانے پر سلفیورک ایسڈ بن جاتی ہے۔



$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

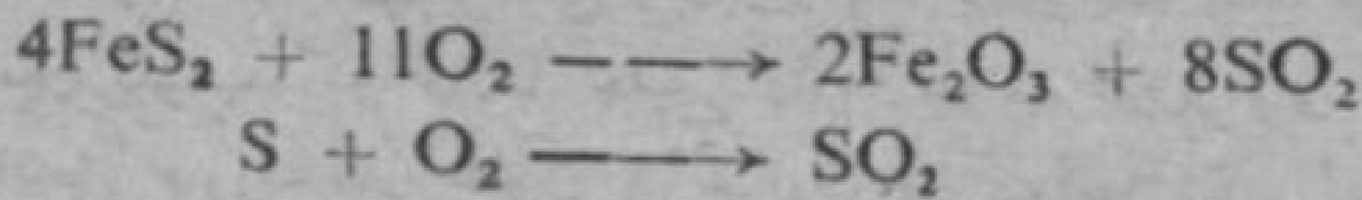
سلفیورک ایسڈ دو طریقوں سے تیار کیا جاتا ہے۔

(1) تماسی طریقہ (Contact Process)

(2) سیسہ خانے کا طریقہ (Lead Chamber Process)

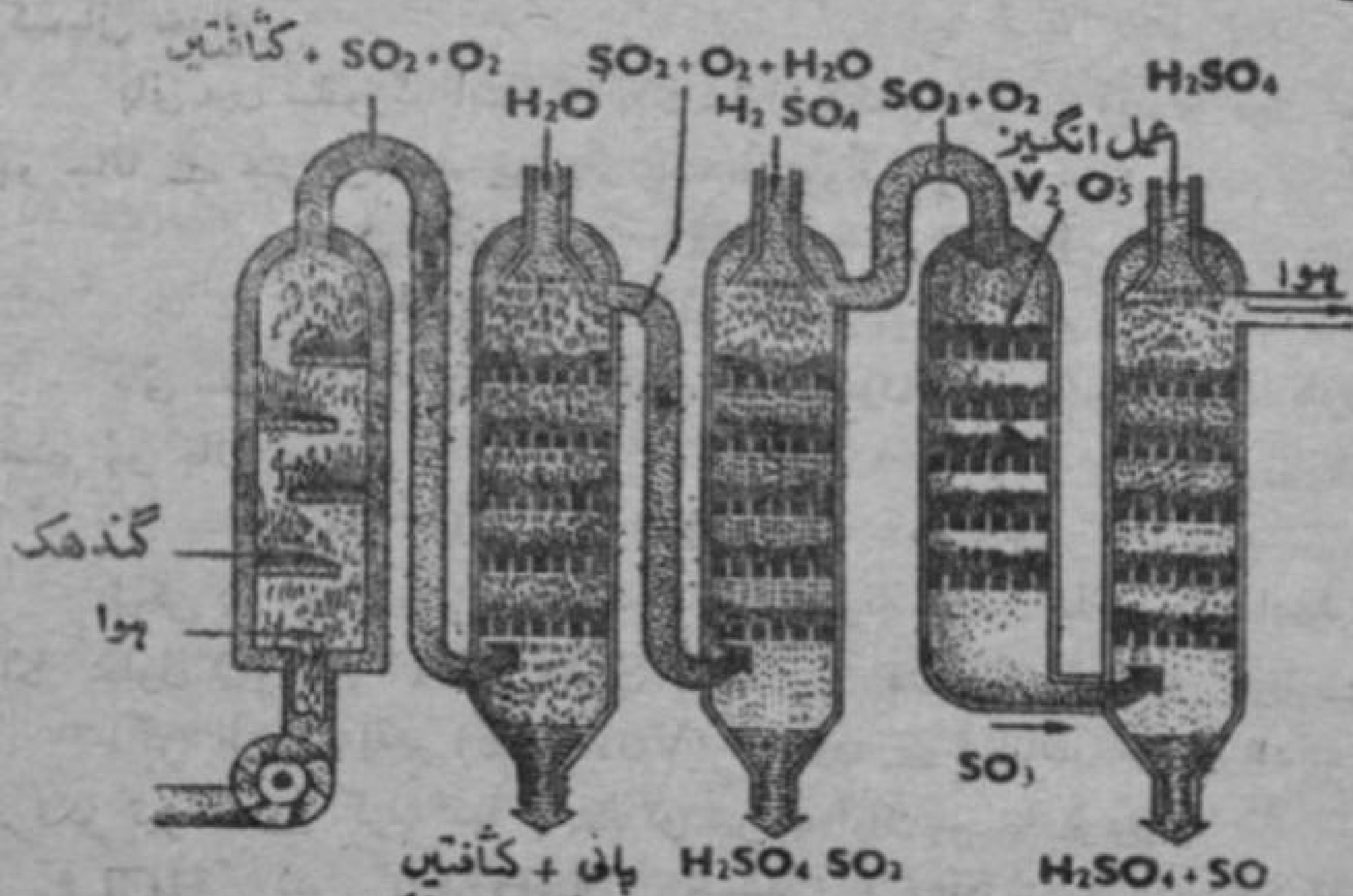
چونکہ تماسی طریقہ نسبتاً جدید ہے اور پاکستان میں سلفیورک ایسڈ کی صنعتی تیاری اسی طریقے سے ہوتی ہے ، لہذا یہاں ہم صرف اسی پر بحث کریں گے - جیسا کہ پہلے بھی ذکر ہو چکا ہے کہ سلفیورک ایسڈ سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی تکسید سے تیار کیا جاتا ہے - یہ ایک متعاکس اور حرارت زا تعامل ہے - اس کے لیے ایک عمل انگیز کی ضرورت ہوتی ہے -

سلفیورک ایسڈ کی صنعت کے لیے سلفر ڈائی آکسائیڈ ، آئرن پائرائٹ (FeS_2)، زنک بلنڈی ZnS یا گندھک کو ہوا میں جلا کو حاصل کرتے ہیں -



$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

شکل 4—4 تماسی طریقے کا خاکہ ظاہر کرتی ہے - اس طریقے میں گندھک کو ہوا میں جلا کو سلفر ڈائی آکسائیڈ بنائی جاتی ہے - جسے پانی سے دھو کر مرتکز سلفیورک ایسڈ کی پھوار سے خشک کر لیا



شکل 4-4 : تماسی طریقے سے سلفیورک ایسڈ کی تیاری

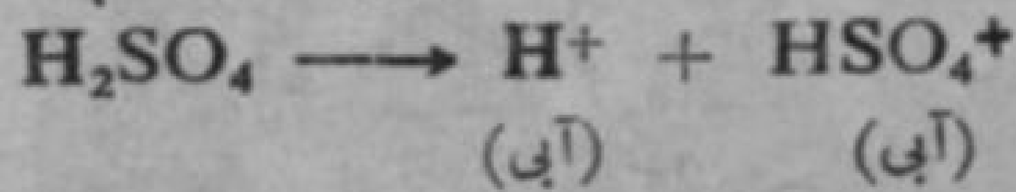
جاتا ہے ۔ اس کے بعد خشک گیسیں گرم عمل انگیز وینیڈیم پینٹ آکسائیڈ (V_2O_5) پر سے گزاری جاتی ہیں اور نتیجے کے طور پر بننے والی سلفر ٹرائی آکسائیڈ کو مرتکز سلفیورک ایسڈ میں جذب کر کے اولیم بنا لیا جاتا ہے ۔ اولیم پانی میں حل کر لیا جائے تو مرتکز سلفیورک ایسڈ بن جاتا ہے

خواص

مرتکز سلفیورک ایسڈ میں تقریباً 95 فی صد H_2SO_4 ہوتا ہے ۔ یہ ایک بے رنگ گاڑھا تیل نما مائع ہے ۔ کثافت اضافی 1·86 ہے اور خالص حالت میں کمزور الیکٹرولائٹ ہے ۔ پانی میں حل ہوتے وقت بہت سی حرارت خارج کرتا ہے ۔ اسی وجہ سے ہلکا سلفیورک ایسڈ تیار کرنے کے لیے پانی میں تیزاب کو ملانا چاہیے اور تیزاب میں پانی کو نہیں ۔ کیونکہ ایسی صورت میں محلول کی حرارت سے تیزاب کے ابل کر باہر گرنے کا خطرہ ہوتا ہے ۔ اگر امتحانی نلی میں ہلکا تیزاب بنانا ہو تو پہلے نلی میں کچھ پانی لیں اور پھر اس میں قطرہ قطرہ کرکے تند تیزاب ملائیں ۔

کیمیائی خواص

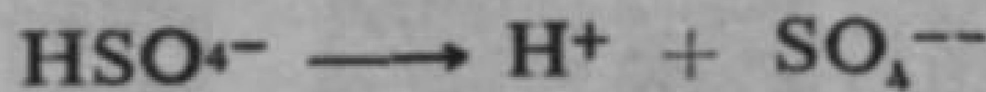
پانی میں سلفورک ایسڈ کا ہلکا محلول مکمل طور پر آئنوں میں تحلیل ہو جاتا ہے جس کی وجہ سے یہ ایک طاقتور تیزاب ہے ۔



$$H_2SO_4 \longrightarrow H^+ + HSO_4^+$$

(آبی) (آبی)

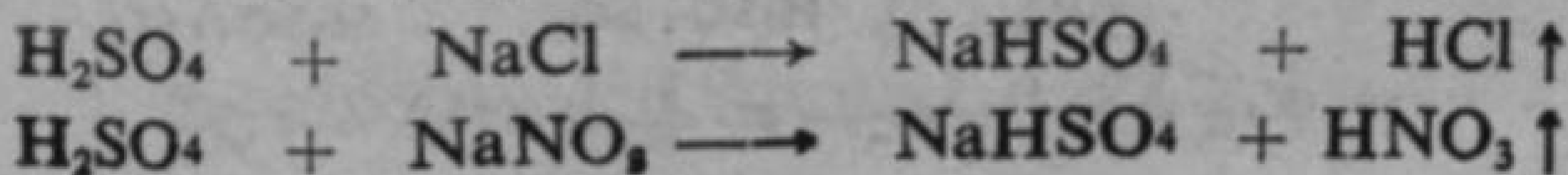
بائی سلفیٹ آئن HSO_4^- بھی مزید آئنوں میں حسب ذیل طور پر تقسیم ہو جاتا ہے ۔



$$HSO_4^- \longrightarrow H^+ + SO_4^{--}$$

لیکن یہ دوسرا آئنی عمل نسبتاً کم ہوتا ہے ۔ سلفیورک ایسڈ کا ہلکا محلول H_2O ، H^+ ، HSO_4^- اور SO_4^{--} پر مشتعل ہوتا ہے ۔

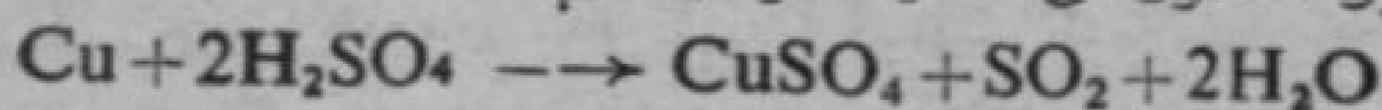
اگر طیران پذیر (Volatile) تیزابوں کے نمکیات کو گندھک کے مرتکز تیزاب سے گرم کیا جائے تو تیزاب آزاد ہو جاتے ہیں ۔



$$H_2SO_4 + NaCl \longrightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

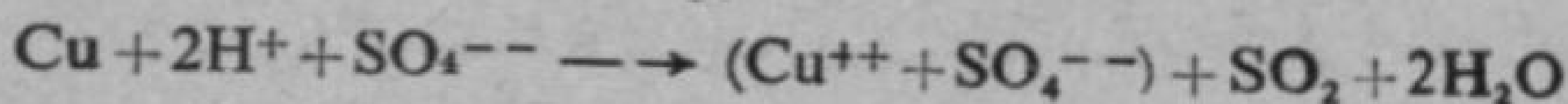
$$H_2SO_4 + NaNO_3 \longrightarrow NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

گرم مرتکز سلفیورک ایسڈ ایک تکسیدی عامل ہے اور اکثر دھاتوں اور غیر دھاتوں کی تکسید کر دیتا ہے -

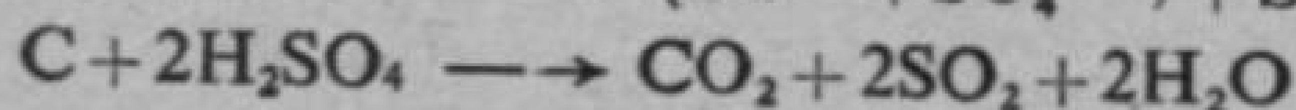


$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

or

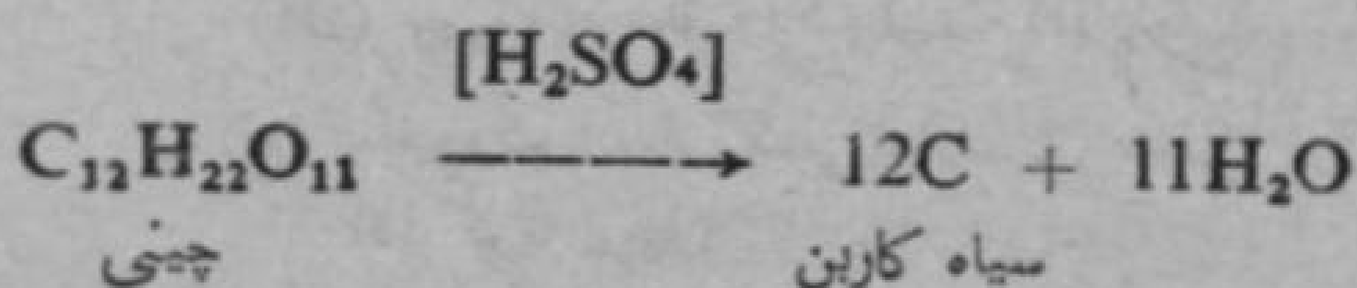


$$Cu + 2H^+ + SO_4^{--} \longrightarrow (Cu^{++} + SO_4^{--}) + SO_2 + 2H_2O$$



$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

چونکہ سلفیورک ایسڈ پانی کے لیے بے حد الف (Affinity) رکھتا بعض مرکبات میں سے ہائیڈروجن اور آکسیجن پانی کی صورت میں ہے اس لیے نکال لیتا ہے - مثلاً مرتکز سلفیورک ایسڈ چینی پر ڈالا جائے تو چینی کالی ہو جاتی ہے - اس عمل کو ذیل کی مساوات سے ظاہر کیا جاتا ہے :



$$\underset{\text{چینی}}{C_{12}H_{22}O_{11}} \xrightarrow{[H_2SO_4]} \underset{\text{سیاہ کاربن}}{12C} + 11H_2O$$

استعمال

سلفیورک ایسڈ اہم ترین کیمیائی مرکبات میں سے ایک ہے - شاید ہی کوئی صنعت ایسی ہو جہاں یہ استعمال نہ ہوتا ہو - اس کا ایک بڑا استعمال مصنوعی کھاد مثلاً امونیم سلفیٹ اور سپر فاسفیٹ کے بنانے میں ہے - پاکستان میں امونیم سلفیٹ داؤد خیل میں اور سپر فاسفیٹ بنانے کا کارخانہ لائل پور میں ہے - اس کے علاوہ معدنی تیل صاف کرنے، نمک اور نائٹرک ایسڈ تیار کرنے اور الکحل سے ایتھر بنانے میں بھی استعمال ہوتا ہے - سلفیورک ایسڈ کا استعمال کھالیں رنگنے، رنگ و روغن بنانے، کپڑا و ادویات اور دھماکے دار مرکبات بنانے میں بھی قابل ذکر ہے - یہ تیزاب موٹروں اور گاڑیوں کی بیٹریوں میں بھی استعمال ہوتا ہے - اس تیزاب کے بے شمار استعمالوں کی وجہ سے کہا گیا ہے کہ کسی ملک کی صنعتی ترقی کا اندازہ اس ملک میں گندھک کے تیزاب کی کھپت سے کیا جا سکتا ہے - یہی وجہ ہے کہ اسے کیمیائی مرکبات کا بادشاہ (King of the Chemicals) کہا جاتا ہے -

سوالات

1 - تجربہ گاہ میں سلفر ڈائی آکسائیڈ کیسے تیار کی جاتی ہے ؟ اس کی تکسیدی اور تخفیفی خاصیتیں بیان کیجیے -

2 - (ا) گندھک کا تیزاب (سلفیورک ایسڈ) کیسے تیار کیا جاتا ہے ؟

(ب) کیا ہوتا ہے جب :

(i) مرتکز سلفیورک ایسڈ کو سوڈیم کلورائیڈ (ٹھوس) کے ساتھ گرم کیا جائے -

(ii) مرتکز سلفیورک ایسڈ اور تانبے کو گرم کیا جائے -

(iii) چینی پر سلفیورک ایسڈ ڈالا جائے -

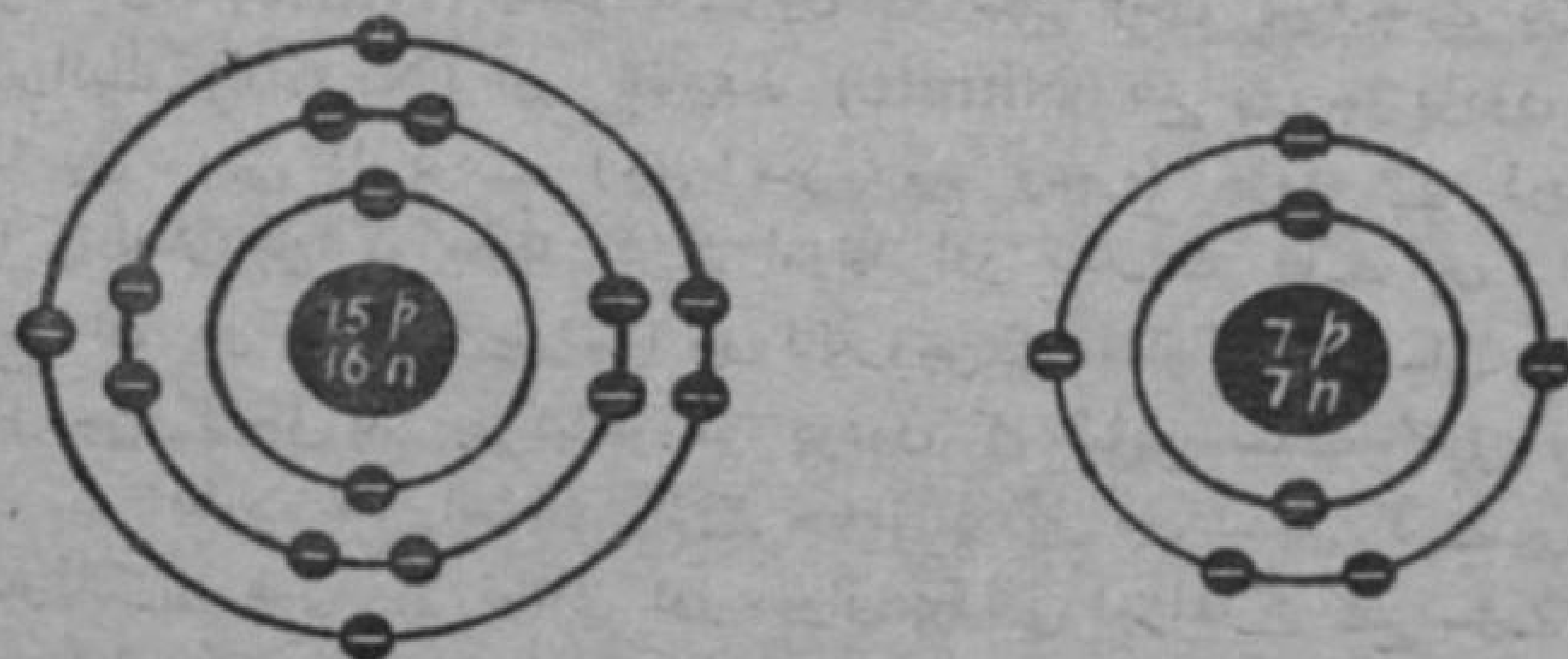
(ج) سلفیورک ایسڈ کسی ملک کی صنعتی ترقی میں کیا کردار ادا کرتا ہے ؟

پانچواں باب

نائٹروجن ، اس کے مرکبات اور فاسفورس
(NITROGEN ITS COMPOUNDS AND PHOSPHORUS)

5.1 نائٹروجن اور فاسفورس کی ایٹمی ساخت

نائٹروجن اور فاسفورس پیریاڈک چارٹ کے پانچویں گروپ میں واقع ہیں ۔ ان کی سادہ ترین ایٹمی ساخت نیچے دی گئی ہے ۔



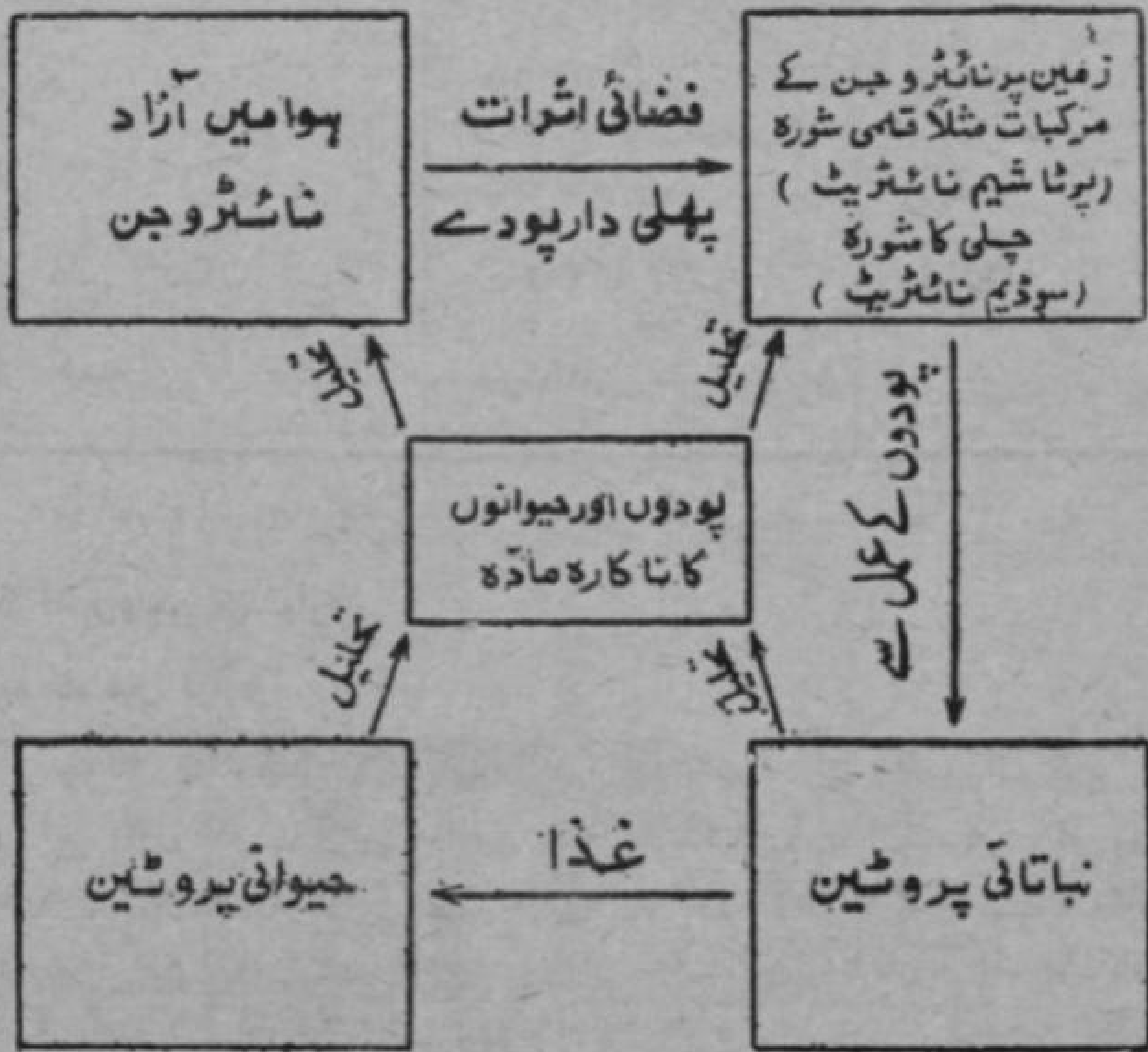
شکل 1-5: (a) نائٹروجن کے ایٹم کی ساخت (b) فاسفورس کے ایٹم کی ساخت

نائٹروجن کے نیوکلیس میں 7 پروٹان اور 7 ہی نیوٹران ہوتے ہیں ۔ نیوکلیس کے ارد گرد کل 7 الیکٹران ہوتے ہیں ۔ پہلے شیل میں دو الیکٹران اور دوسرے شیل میں 5 الیکٹران ہوتے ہیں ۔ اس لیے نائٹروجن کا ایٹم تین الیکٹران حال کر کے اپنے بیرونی شیل کو مکمل کرنا چاہتا ہے ۔ فاسفورس کے نیوکلیس میں 15 پروٹان اور 16 نیوٹران ہیں اور نیوکلیس کے گرد 15 الیکٹران ہوتے ہیں ۔ نائٹروجن کے ایٹم کی طرح فاسفورس کے ایٹم کے بیرونی شیل میں بھی 5 الیکٹران ہوتے ہیں ۔ اس لیے نائٹروجن اور فاسفورس ایک ہی گروپ میں واقع ہیں اور ملتی جلتی خاصتیں رکھتے ہیں ۔ دونوں 3+ اور 5− ویلنسی سے مرکبات بناتے ہیں ۔

5.2 ہوا میں نائٹروجن

نائٹروجن کرۂ ہوائی میں دیگر گیسوں کے ساتھ آزاد حالت میں بہت بڑی مقدار میں پائی جاتی ہے ۔ ہوا میں اس کی مقدار بلحاظ وزن 76·5 فی صد اور بلحاظ حجم 78 فی صد ہے ۔ یہ ہوا میں دو ایٹمی (Diatomic) مالیکیول N_2 کی شکل میں ہوتی ہے ۔ بجلی کے چمکنے پر ہوا کی نائٹروجن اور آکسیجن میں تعامل ہوتا ہے اور نائٹرک آکسائیڈ (NO) بنتی ہے جس کی مزید تکسید سے نائٹروجن ڈائی آکسائیڈ (NO_2) بنتی ہے ۔ بارش سے یہ آکسائیڈ پانی میں حل ہو جاتے ہیں اور نائٹرس (Nitrous) اور نائٹرک (Nitric) ایسڈز بناتے ہیں اور نیچے زمین پر آ جاتے ہیں ۔ نائٹرائیٹ (Nitrite) اور نائٹریٹ (Nitrate) بنتے ہیں جو پودوں کی غذا ہیں ۔ پھلی دار پودے (چنا ، مٹر ، سیم وغیرہ) جڑوں کے ذریعے ہوا کی نائٹروجن کو جذب کرکے امونیا اور نائٹریٹ بناتے ہیں ۔ اس طرح ان دو طریقوں سے ہوا میں نائٹروجن کی مقدار کم ہو جاتی ہے ۔ نائٹروجن کے حل پذیر مرکبات کو پودوں کی جڑیں جذب کرتی ہیں ان کو بطور غذا استعمال کرکے حیوانی پروٹین میں تبدیل کرتے ہیں ۔ بکٹیریا کے عمل سے نباتاتی اور حیوانی پروٹینی اجزاء کے گلنے سڑنے پر کچھ نائٹروجن ہوا میں چلی جاتی ہے اور اس طرح ہوا میں نائٹروجن کا توازن برقرار رہتا ہے ۔ ہوا کی نائٹروجن کا مرکبات میں تبدیل ہونا ،

ان مرکبات کو حیوانات اور نباتات کا استعمال کرنا اور آخر میں پھر اس کی ہوا میں واپسی کو نائٹروجن کا دور (Nitrogen Cycle) کہتے ہیں۔ بالحاظ دیگر ہوا کی آکسیجن اس طرح غیر عامل گیس نائٹروجن سے نہ ملی ہوتی تو پھر کرۂ ارض پر زندگی شاید کسی اور شکل میں موجود ہوتی۔ نائٹروجن کی موجودگی خالص آکسیجن کے



شکل 2-5 : قدرت میں نائٹروجن کا دور

تکسیدی عمل کی رفتار کو کافی حد تک کم کرکے زندگی کو برقرار رکھنے میں ایک اہم کردار ادا کرتی ہے۔

مختلف کیمیائی اور طبعی طریقوں سے ہوا کی گیسوں کو ایک دوسرے سے علیحدہ کیا جا سکتا ہے اور ان کی مقدار بھی معلوم کی جا سکتی ہے۔ خشک ہوا کی ترکیب درج ذیل ہے :

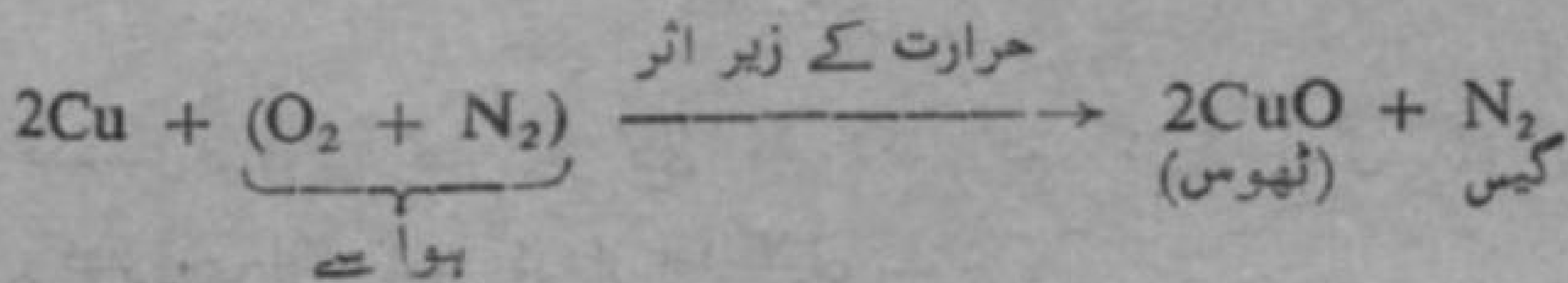
نام	حجم کے لحاظ سے	وزن کے لحاظ سے
نائٹروجن	78·03 فی صد	75·46 فی صد
آکسیجن	,, 20·29	,, 23·20
آرگان	,, 0·93	,, 1·28
کاربن ڈائی آکسائیڈ	3 00 تا 0·04	,, 0·04
دیگر گیسیں	بہت قلیل مقدار میں	—

ہوا میں آبی بخارات کی مقدار بدلتی رہتی ہے -

5.3 نائٹروجن کی تیاری

تجربہ گاہ میں تیاری

چونکہ نائٹروجن کی ایک بڑی مقدار ہوا کے اندر موجود ہے ' اس لیے اس کو ہوا سے حاصل کیا جا سکتا ہے - آکسیجن کو ہوا سے فاسفورس ' لوہے یا تانبے کے تعامل سے دور کیا جا سکتا ہے - مثال کے طور پر گرم کاپر سے ہوا گزاری جائے تو ہوا کی آکسیجن کاپر سے مل کر اس کا آکسائیڈ بناتی ہے - اور اسطرح ہوا سے آکسیجن نکل کر علیحدہ ہو جاتی ہے -



$$2Cu + \underbrace{(O_2 + N_2)}_{\text{ہوا سے}} \xrightarrow{\text{حرارت کے زیر اثر}} \underset{\text{(ٹھوس)}}{2CuO} + \underset{\text{گیس}}{N_2}$$

ہوا کی آکسیجن نکل جانے کے بعد بقیہ گیسوں میں زیادہ تر نائٹروجن ہوتی ہے - اس کے علاوہ آبی بخارات ' کاربن ڈائی آکسائیڈ اور غیر عامل گیسیں بھی شامل ہوتی ہیں -

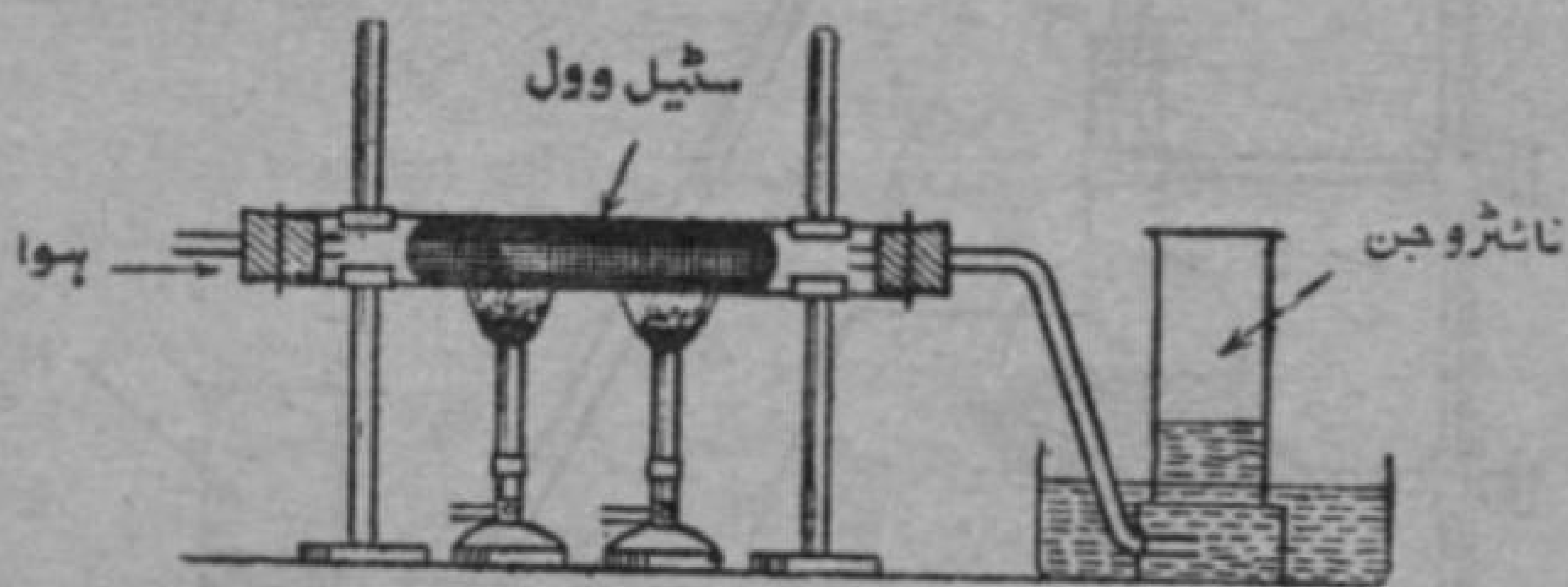
5.4 ہوا سے نائٹروجن کی تیاری

تجربہ

ایک تانبے کی جالی تہہ کر کے احتراقی نلی میں بند کر دی جاتی ہے۔ آلات کو شکل 2—5 کی طرح ترتیب دیتے ہیں - تانبے کو سرخ ہونے تک گرم کیا جاتا ہے پھر اس میں سے آہستہ آہستہ ہوا گزاری جاتی ہے۔ ہوا گزارنے کی رفتار کے تعین کے لیے اس کو پانی سے گزارا جاتا ہے اور جب ایک سلنڈر میں دو بلبلوں کی رفتار سے ہوا خارج ہونے لگتی ہے تو اس رفتار کو قائم رکھا جاتا ہے اور نائٹروجن کو پانی کے ہٹاؤ سے جمع کیا جاتا ہے - تانبے کی بجائے صاف سٹیل وول (Steel Wool) بھی استعمال کی جا سکتی ہے - اس صورت میں لوہے کا آکسائیڈ بنے گا اور یہ نلی ہی میں رہ جائے گا -



$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$



شکل 3—5 : ہوا سے نائٹروجن کی تیاری

چونکہ آکسیجن فاسفورس سے بہت کیمیائی الف رکھتی ہے ' اس لیے اگر فاسفورس کو ایک بند برتن میں جلایا جائے تو فاسفورس پینٹ آکسائیڈ بن جاتا ہے اور نائٹروجن باقی رہ جاتی ہے -

خالص نائٹروجن کی تیاری

پچھلے صفحے پر بیان کردہ تجربات سے جو نائٹروجن حاصل ہوتی ہے وہ خالص نہیں ہوتی - یہ بھی ہوا ہوتی ہے جس میں سے صرف آکسیجن نکال دی گئی ہو - خالص نائٹروجن امونیم نائٹرائٹ کو گرم کرنے سے حاصل ہو سکتی ہے - لیکن یہ مرکب بہت غیر قیام پذیر ہے، اس لیے تجربہ گاہ میں امونیم NH_4^+ اور نائٹرائیٹ NO_2^- کے محلول کو گرم کرنے سے نائٹروجن حاصل کی جاتی ہے -

$$Na^+NO_2^- + NH_4^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + N_2\uparrow + 2H_2O$$

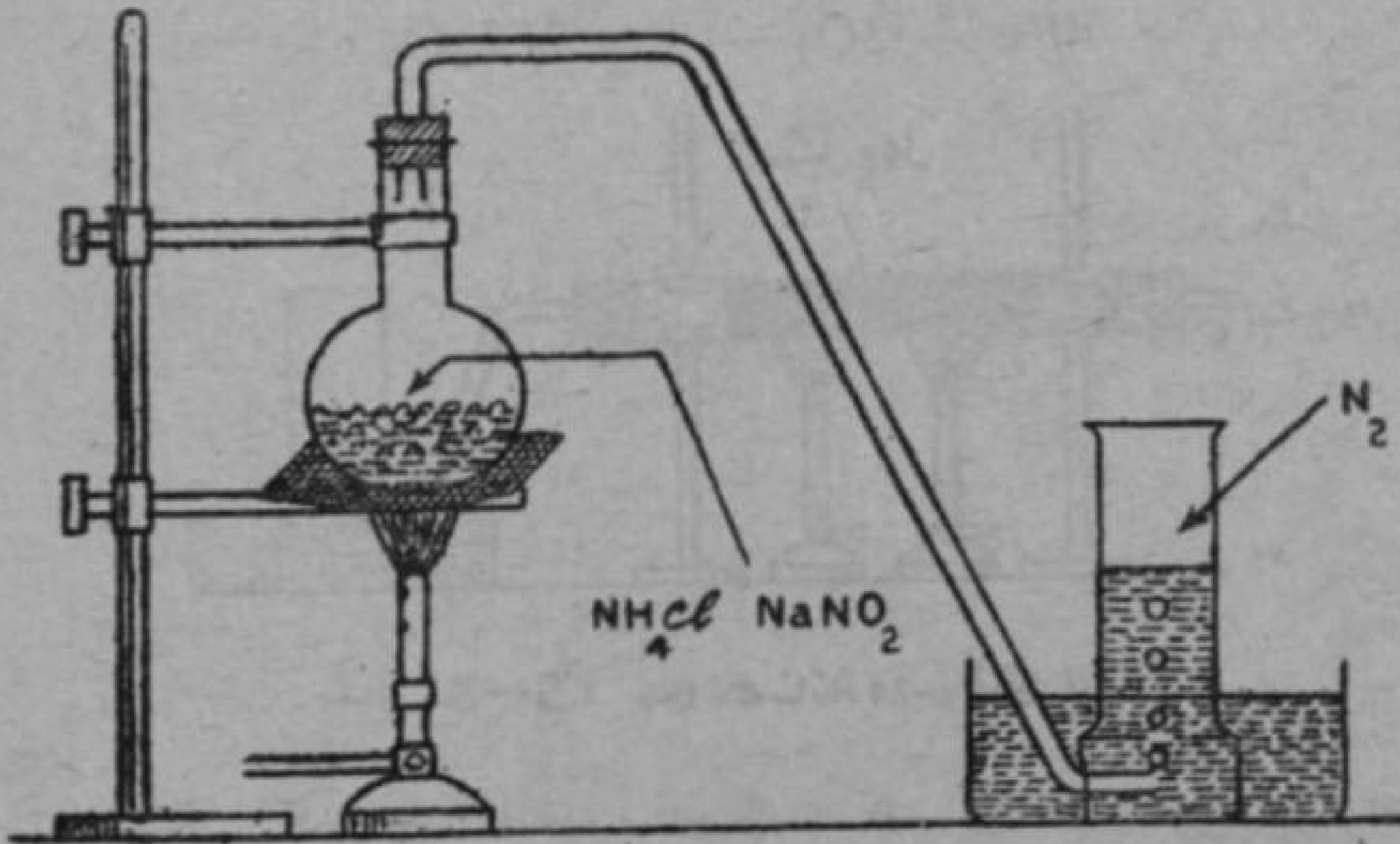


سوڈیم نائٹرائیٹ (محلول) — امونیم کلورائیڈ (محلول) — آبی محلول

اس طرح حاصل کردہ نائٹروجن میں کچھ آبی بخارات بھی ہوتے ہیں۔ عام طور پر تجربہ گاہ میں نائٹروجن اسی طریقے سے حاصل کی جاتی ہے -

تجربہ

ایک صراحی میں 15 گرام سوڈیم نائٹرائیٹ، 10 گرام امونیم کلورائیڈ اور 100 ملی لٹر پانی ملائیں - صراحی کو دھیمے شعلے پر گرم کریں اور خارج ہونے والی نائٹروجن کو پانی کے نیچے وار ہٹاؤ سے جمع کریں۔



شکل 4-5: تجربہ گاہ میں نائٹروجن کی تیاری

نائٹروجن کی صنعتی تیاری

نائٹروجن کو صنعتی طریقے پر مائع ہوا (Liquid Air) کی تبخیر سے حاصل کیا جاتا ہے۔ نائٹروجن زیادہ طیران پذیر (Volatile) ہونے کی وجہ سے (نقطہ جوش $-195 \cdot 8°C$) مائع ہوا میں سے پہلے خارج ہو جاتی ہے اور مائع آکسیجن رہ جاتی ہے جس کا رنگ گہرا نیلگوں ہوتا ہے۔ مائع ہوا کی کسری کشید (Fractional Distillation) سے بھی پہلے نائٹروجن اور بعد میں آکسیجن حاصل کی جاتی ہے۔

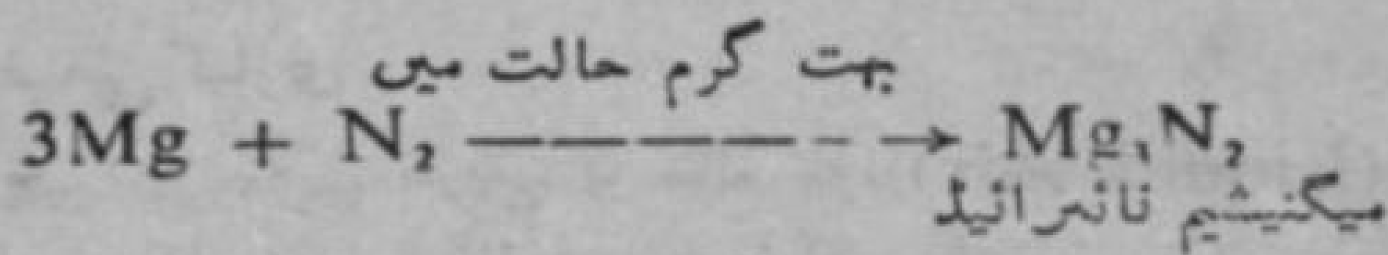
نائٹروجن کے خواص

طبعی خواص

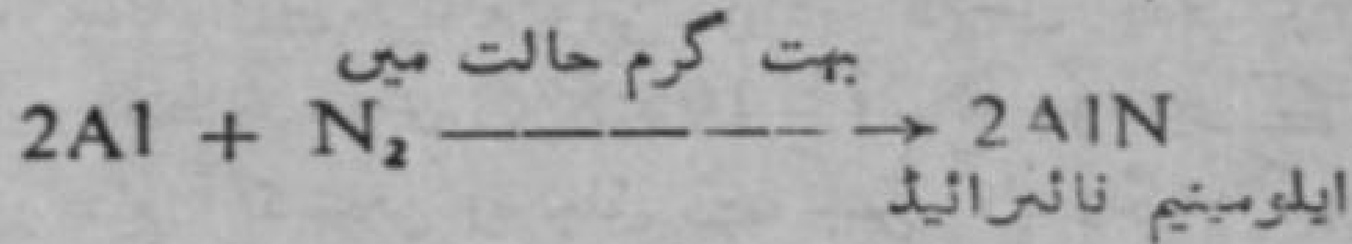
نائٹروجن ایک بے رنگ، بے بو اور بے مزہ گیس ہے۔ یہ ہوا سے کسی قدر ہلکی ہوتی ہے۔ یہ پانی میں خفیف سی حل پذیر ہے۔ جب اس کو زیادہ دباؤ کے تحت ٹھنڈا کیا جاتا ہے تو یہ مائع میں تبدیل ہو جاتی ہے جس کا نقطہ جوش $-195 \cdot 8°C$ ہے اور مزید ٹھنڈا کرنے سے $-210°C$ پر برف کی طرح سفید ٹھوس میں تبدیل ہو جاتی ہے۔

کیمیائی خواص

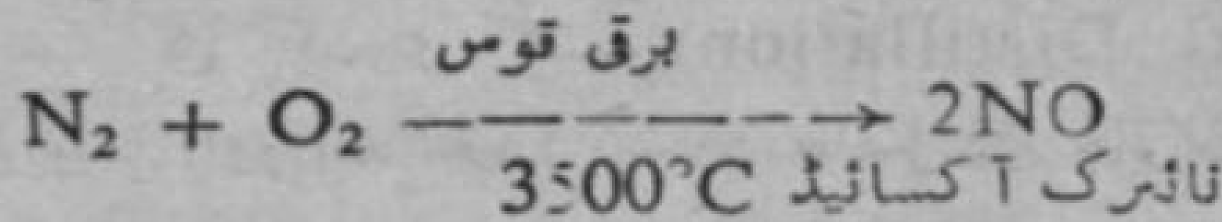
مالیکیولی نائٹروجن N_2 الیکٹرانی فارمولا $N :: N$ یا $N=N$ ہے۔ N_2 کافی حد تک غیر عامل گیس ہے۔ اس کے نسبتاً غیر متعامل ہونے کی وضاحت اس بنیاد پر کی جا سکتی ہے کہ مالیکیول میں دونوں ایٹموں کے درمیان بے حد کیمیائی الف (Chemical affinity) ہے جس کی وجہ سے دونوں ایٹموں کے درمیان بہت مضبوط کیمیائی بانڈ پایا جاتا ہے۔ اس بانڈ کو توڑنے کے لیے 226 کلو کیلوری حرارت فی گرام مول (Mole) درکار ہے۔ کسی مرکب یا عنصر کا گرام مول اس چیز کے مالیکیولی وزن کو گراموں میں ظاہر کرتا ہے۔ مثلاً اس صورت میں N_2 کا مالیکیولی وزن 28 ہے۔ اس لیے نائٹروجن کے ایک گرام مول کا وزن 28 گرام ہوگا) نائٹروجن ایک کم عامل گیس ہے۔ البتہ اگر نائٹروجن کو بہت بلند درجہ حرارت تک گرم کیا جائے، یعنی اتنی توانائی مہیا کی جائے کہ نائٹروجن مالیکیول کا بانڈ ٹوٹ سکے تو یہ ایٹمی نائٹروجن بڑی عامل ہوگی۔ یہی وجہ ہے کہ یہ بعض عامل دھاتوں، آکسیجن اور ہائیڈروجن وغیرہ کے ساتھ کیمیائی عمل کر کے مرکبات بناتی ہے۔



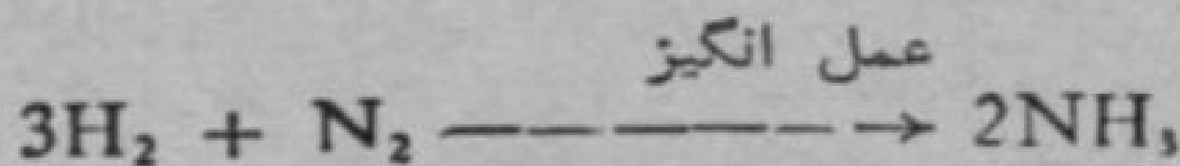
$$3Mg + N_2 \xrightarrow{\text{بہت گرم حالت میں}} Mg_3N_2$$



$$2Al + N_2 \xrightarrow{\text{بہت گرم حالت میں}} 2AlN$$



$$N_2 + O_2 \xrightarrow[3500^\circ C]{\text{برق قوس}} 2NO$$



$$3H_2 + N_2 \xrightarrow{\text{عمل انگیز}} 2NH_3$$



$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

کیلشیم سائنائیڈ کو براہ راست بطور کھاد استعمال کر سکتے ہیں۔ عامل نائٹروجن مالیکیولوں کی بجائے ایٹموں پر مشتمل ہوتی ہے اور یہی اس کی عاملیت کا سبب ہے۔

استعمال

1۔ بلند درجۂ حرارت ناپنے کے تھرمامیٹروں (300°C تا 500°C) میں نائٹروجن پارے کے اوپر کی جگہ کو پر کرنے کے لیے استعمال کی جاتی ہے۔

2۔ نائٹروجن کو امونیا، نائٹرک ایسڈ، سائنائیڈ اور مصنوعی کھاد بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے۔

3۔ بعض صنعتی تعاملوں میں جہاں غیر عامل فضا کی ضرورت ہوتی ہے (مثلاً سرخ فاسفورس کی تیاری وغیرہ میں) وہاں اس غرض کے لیے نائٹروجن استعمال کی جاتی ہے۔

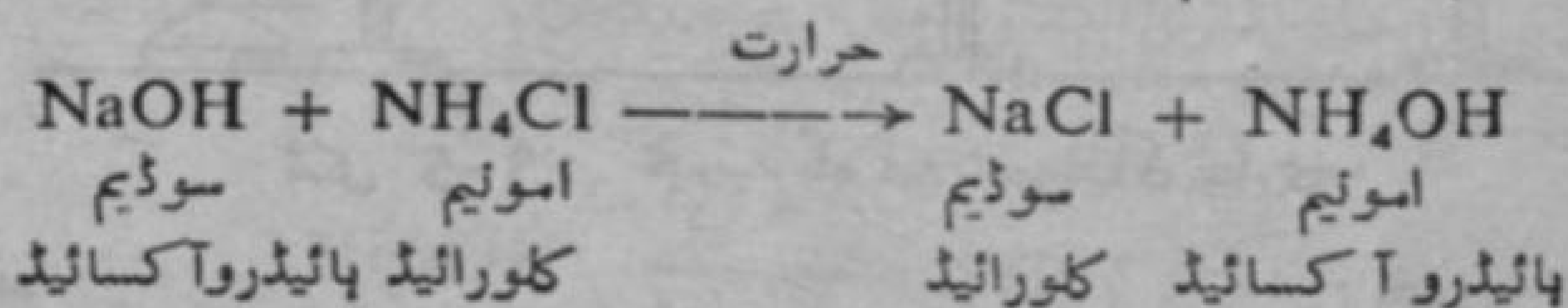
5.5 امونیا NH_3 (AMMONIA)

اس سائنسی دور میں نائٹروجن کے مرکبات کی مانگ بے انتہا بڑھ گئی ہے کھاد، کیمیائی رنگ اور دھماکو اشیاء اس زمانے میں کافی استعمال ہوتی ہیں۔ نائٹروجن کے مرکبات کے قدرتی ذرائع ان ضروریات

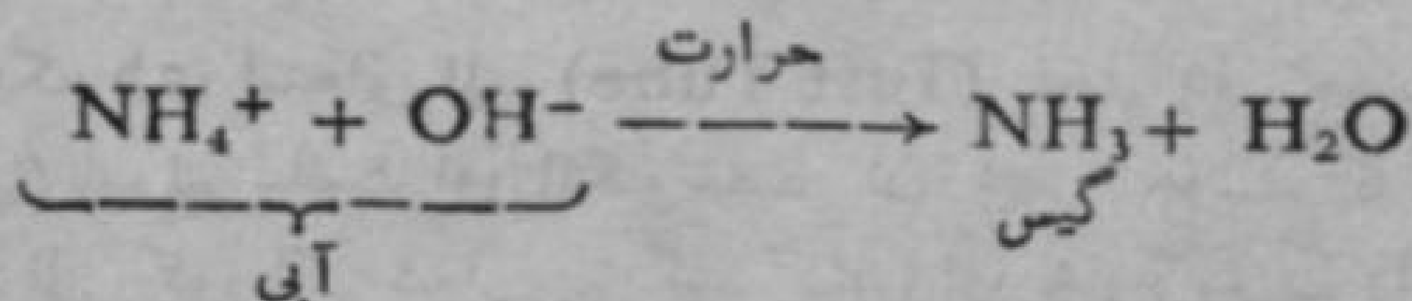
کو پورا کرنے کے لیے قطعی ناکافی ہیں - چلی کا شورہ $NaNO_3$ (Chile Sa'tpeter) ہی نائٹروجن کا ایسا مرکب ہے جو قدرت میں وافر مقدار میں موجود ہے - لیکن اس پر ہم اکتفا نہیں کر سکتے - کیونکہ ہماری ضروریات اس سے کہیں زیادہ ہیں - ایسی صورت میں ہمیں نائٹروجن کے مرکبات کے حصول کے لیے دوسری راہیں تلاش کرنی پڑتی ہیں - نائٹروجن کے تمام مرکبات کی تیاری میں امونیا بنیادی حیثیت رکھتی ہے -

5.6 امونیا کی تیاری

امونیا کے نمک اساسوں کے ساتھ گرم کرنے سے تحلیل ہو کر امونیا خارج کرتے ہیں - تجربہ گاہ میں امونیا کی تیاری کے لیے امونیم کلورائیڈ (نوشادر) اور سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے آمیزے کو گرم کیا جاتا ہے -



$$NaOH + NH_4Cl \xrightarrow{\text{حرارت}} NaCl + NH_4OH$$

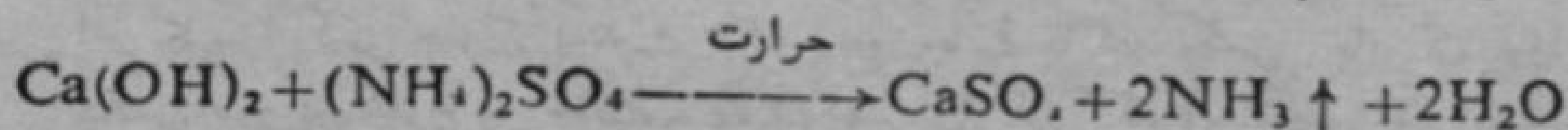


$$\underbrace{NH_4^+ + OH^-}_{\text{آبی}} \xrightarrow{\text{حرارت}} \underset{\text{گیس}}{NH_3} + H_2O$$

بجھا ہوا چونا (Slaked Lime) سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے مقابلے میں ارزاں شے ہے - اس لیے امونیا کی تیاری میں عام طور پر اسی کو استعمال کرتے ہیں - امونیم کلورائیڈ کی بجائے امونیم سلفیٹ $(NH_4)_2SO_4$ بھی استعمال کر سکتے ہیں -



$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

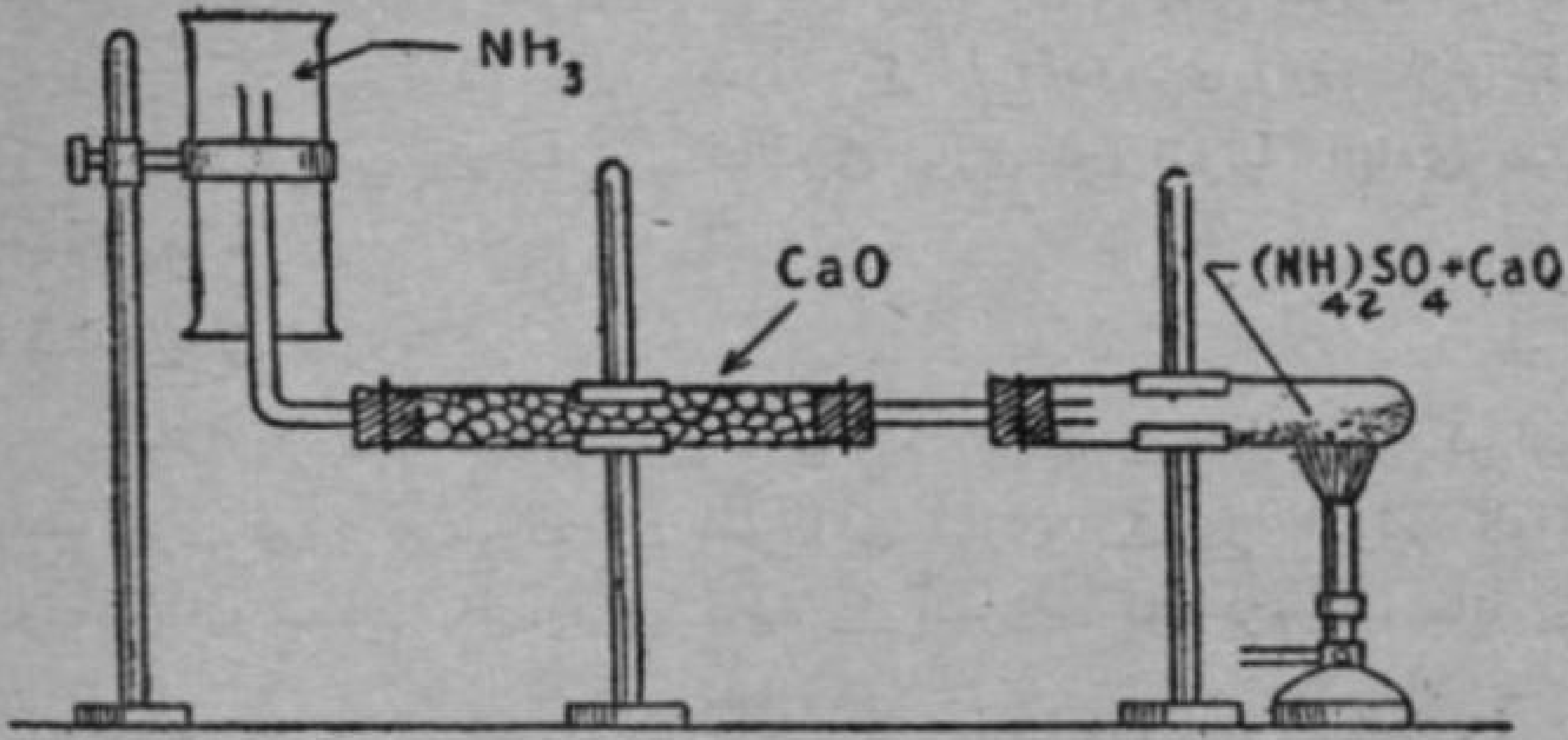


$$Ca(OH)_2 + (NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{\text{حرارت}} CaSO_4 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

امونیا کو خشک کرنے کے لیے کیلشیم آکسائیڈ (CaO) پر سے گزارا جاتا ہے - امونیا کو ہوا کے نیچے وار ہٹاؤ سے یا پارے پر جمع کیا جاتا ہے -

تجربہ گاہ میں امونیا کی تیاری

گیس کی تیاری کے لیے آلات کی ترتیب شکل 5—5 میں دکھائی گئی ہے۔



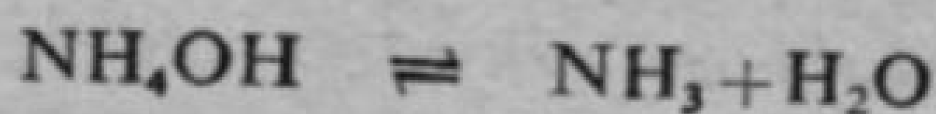
شکل 5-5 : تجربہ گاہ میں امونیا کی تیاری

تجربہ

ایک بڑی امتحانی نلی (Test Tube) میں دو حصے (وزن کے لحاظ سے) امونیم سلفیٹ اور ایک حصہ ان بجھے چونے کا آمیزہ لیں۔ امتحانی نلی کو ہلکے شعلے پر گرم کریں اور خارج ہونے والی امونیا کو ایک نلی میں سے گزاریں جس میں ان بجھا چونا (Calcium Oxide) موجود ہو تاکہ امونیا کے ساتھ جس قدر آبی بخارات ہوں وہ اس میں جذب ہو جائیں۔ امونیا چونکہ پانی میں حل پذیر ہے اور ہوا سے ہلکی ہے اس لیے اس کو ہوا کے نیچے وار ہٹاؤ سے گیس جار میں جمع کریں۔ اس بات کا خاص خیال رکھیں کہ جس نلی سے امونیا خارج ہو رہی ہو اس کا سرا گیس جار کے پیندے تک پہنچ جائے تاکہ گیس جار کی ہوا مکمل طرر پر خارج ہو جائے۔ یہ دیکھنے کے لیے کہ آیا گیس جار امونیا سے بھر گیا ہے یا نہیں۔ اس کے منہ کے قریب سرخ لٹمس (Red Litmus) کا گیلا ٹکڑا لے جائیں۔ یہ نیلا ہو جائے تو سمجھ لیں کہ گیس جار امونیا سے بھر گیا ہے۔

مرتکز امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے محلول سے امونیا کی تیاری

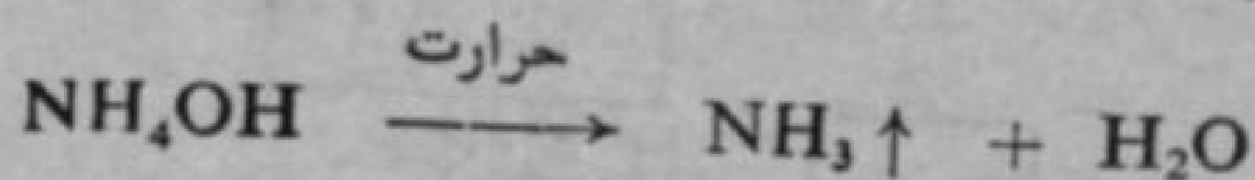
اگر امونیا گیس کو تھوڑی مقدار میں حاصل کرنا مطلوب ہو تو پھر اسے آسانی سے امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ سے حاصل کیا جا سکتا ہے ۔ امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے محلول میں امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ ' امونیا اور پانی توازن کی حالت میں ہوتے ہیں ۔



$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_3 + H_2O$$

امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک غیر قیام پذیر مرکب ہے ۔ اس کی جلد تحلیل واقع ہو جاتی ہے ' جس سے امونیا اور پانی بنتا ہے ۔

محلول کو جیسے جیسے گرم کرتے جاتے ہیں ویسے ہی محلول میں امونیا کی حل پذیری گھٹتی جاتی ہے اور امونیا گیس کی شکل میں خارج ہوتی ہے ۔



$$NH_4OH \xrightarrow{\text{حرارت}} NH_3\uparrow + H_2O$$

امونیا کی صنعتی تیاری

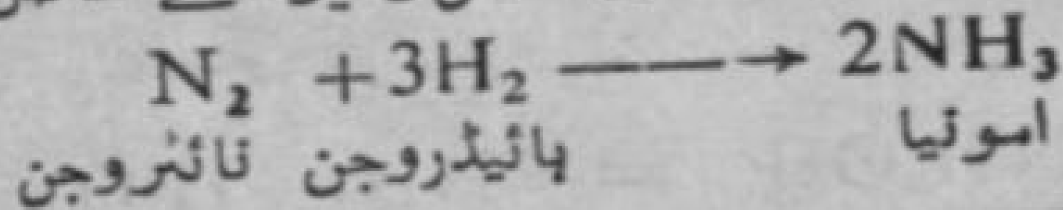
کسی نامیاتی مادے ' جس میں نائٹروجن موجود ہو مثلاً کوئلہ ' بال ' پر ' کھر ' سینگ وغیرہ کی اگر تخریبی کشید (Destructive distillation) کی جائے تو اس سے امونیا حاصل ہوتی ہے ۔ حرارت کے زیر اثر اور ہوا کی غیر موجودگی میں نامیاتی مادوں کی کشید تخریبی کشید کہلاتی ہے ۔

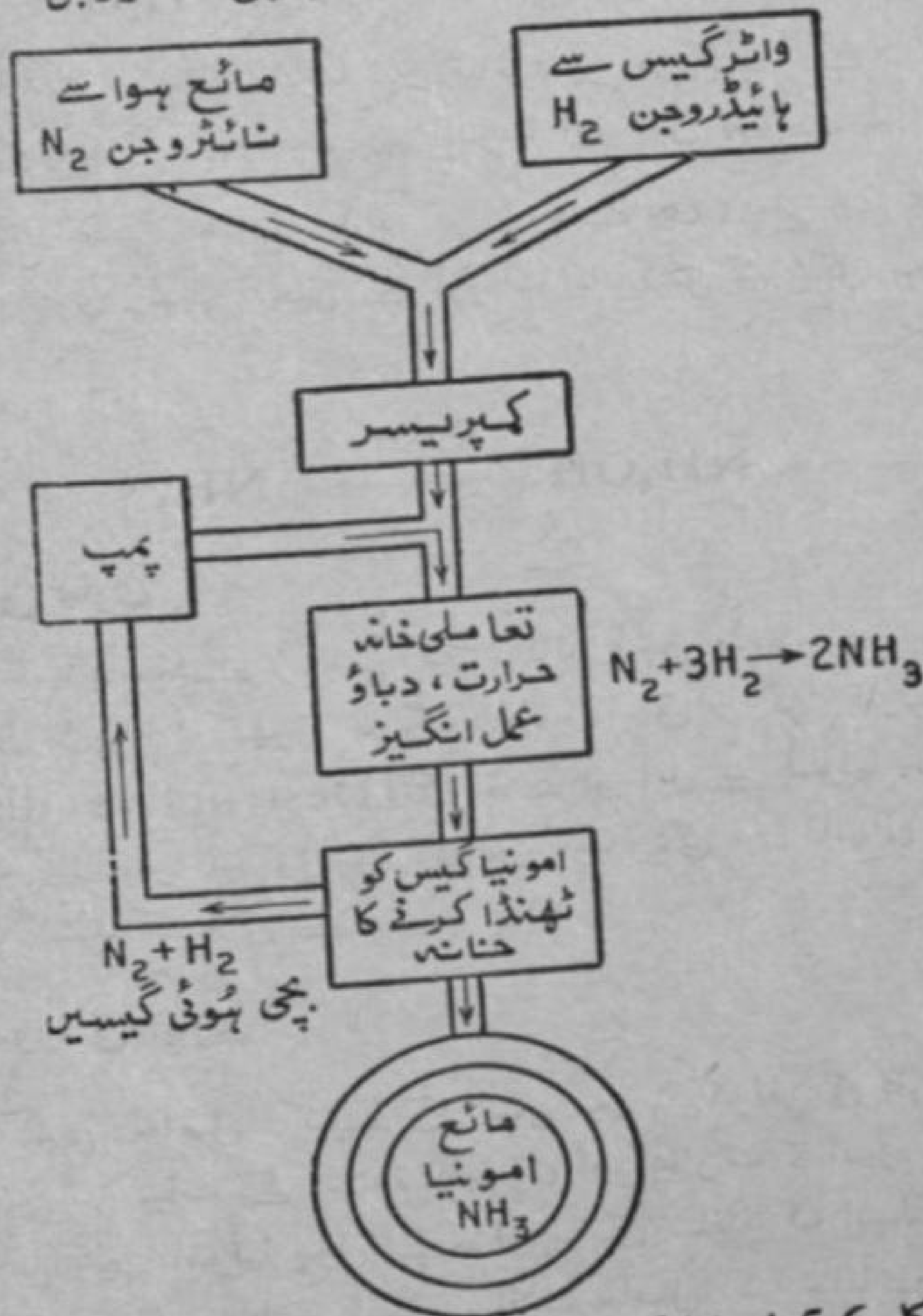
کوئلے سے امونیا کی تیاری

کول گیس حاصل کرنے کے ضمن میں ' کوئلے کی تخریبی کشید سے دیگر حاصل مرکبات کے علاوہ گیسوں اور بخارات کا آمیزہ بھی حاصل ہوتا ہے جس میں امونیا ہوتی ہے ۔ امونیا کی سلفیورک ایسڈ سے تعدیل کی جاتی ہے اور اس طرح امونیم سلفیٹ حاصل کیا جاتا ہے جو بطور کھاد کے استعمال ہوتا ہے ۔

ہابر کا طریقہ (Haber's Process)

امونیا کی تیاری کے لیے یہ طریقہ سب سے اہم ہے۔ اس میں ہائیڈروجن اور نائٹروجن کو زیر دباؤ مناسب عمل انگیز کی موجودگی میں ملا کر امونیا تیار کی جاتی ہے۔ اس مقصد کے لیے نائٹروجن ہوا سے اور ہائیڈروجن واٹر گیس یا قدرتی گیس وغیرہ سے حاصل کی جاتی ہے۔





شکل 5-6 امونیا کی صنعتی تیاری کے لیے ہابر کا طریقہ

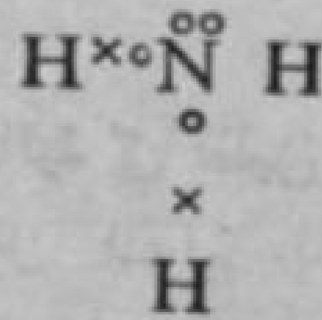
5 7 امونیا کے خواص

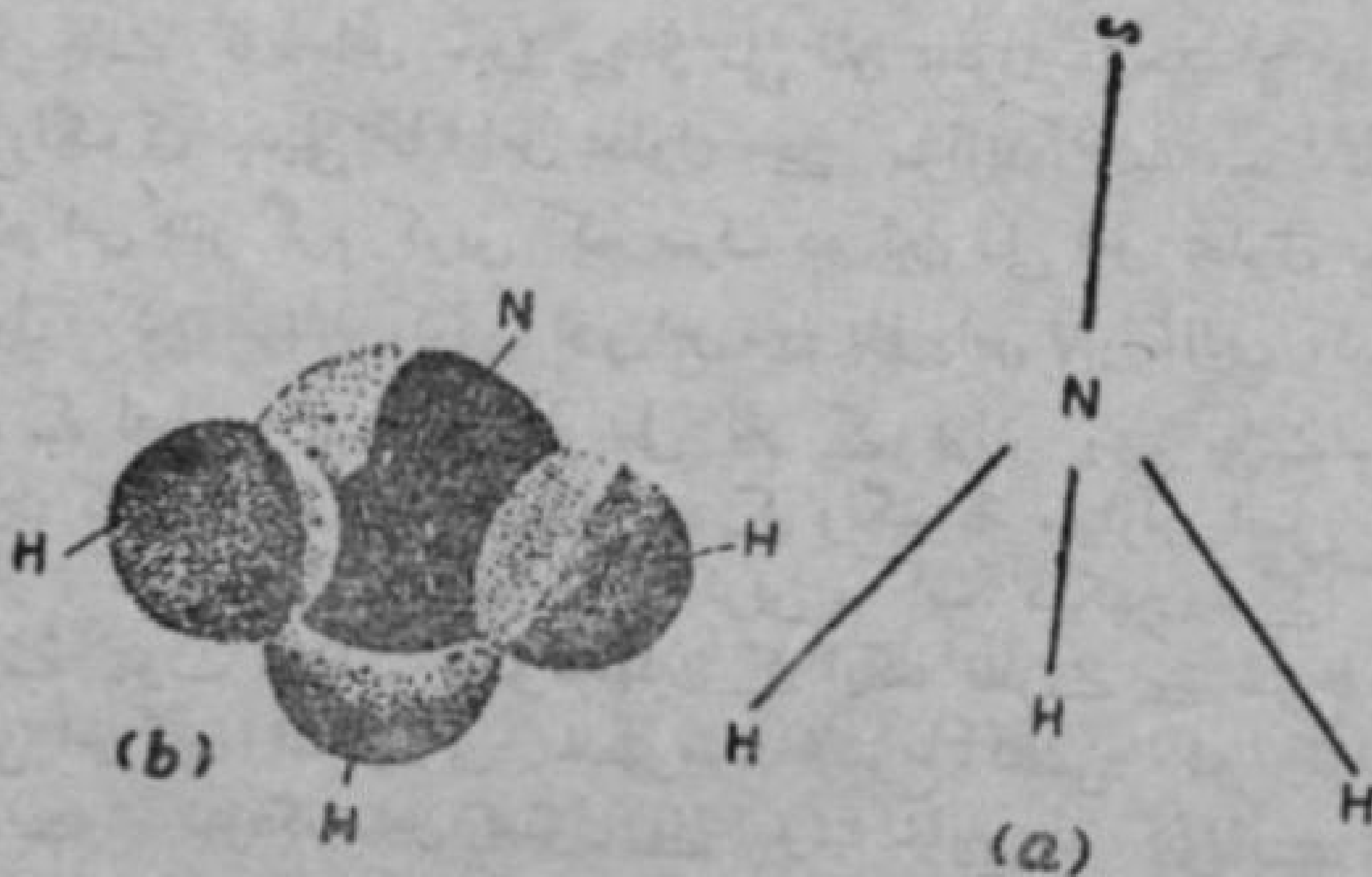
امونیا بے رنگ گیس ہے۔ اس میں خاص چبھتی ہوئی بو پائی جاتی ہے۔ یہ ہوا سے کافی ہلکی ہے۔ اس کی کثافت 0.7708 گرام فی لٹر ہے معمولی درجۂ حرارت پر محض دبا کر یا معمولی دباؤ پر محض ٹھنڈا کرکے اسے مائع بنایا جا سکتا ہے۔ مائع بے رنگ ہوتا ہے جو 33.4°C − پر جوش کھاتا ہے اور 77 7°C − پر منجمد ہوتا ہے۔ یہ پانی میں بہت حل پذیر ہے۔ معیاری دباؤ اور درجۂ حرارت (S. T. P) پر ایک حجم میں قریباً 1000 حجم امونیا حل ہو جاتی ہے۔

کیمیائی خواص

امونیا کا مالیکیول چار پہلوؤں والے منشور کی شکل کا ہے جس کے مرکز میں نائٹروجن کا ایٹم ہوتا ہے، اوپر کی چوٹی پر دو الیکٹرانوں کا جوڑا اور باقی تین کونوں پر ہائیڈروجن کے ایٹم ہوتے ہیں۔

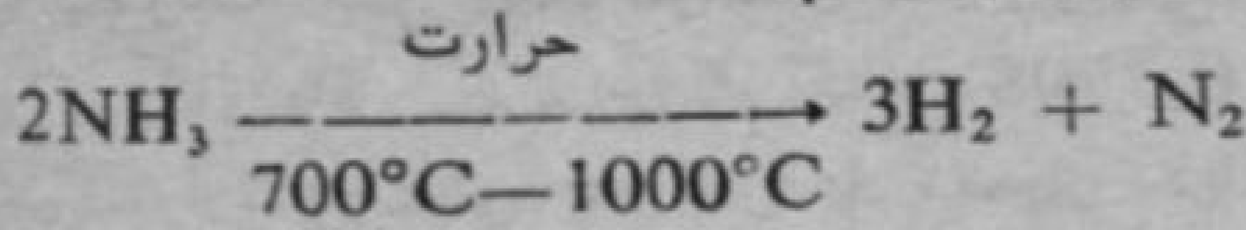
امونیا کا الیکٹرانی فارمولا مندرجہ ذیل ہے :





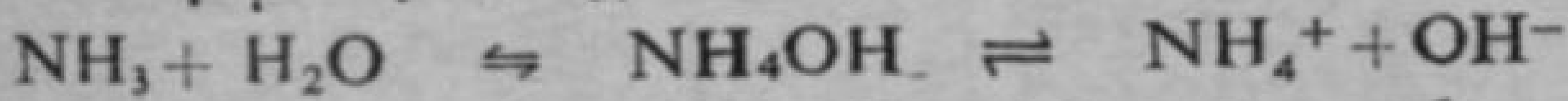
شکل 5.7 : (*a*) امونیا کا ساخت نما فارمولا (*b*) امونیا کے مالیکیول کا ماڈل

1 - امونیا اعلی درجہ حرارت پر غیر قیام پذیر ہے اور ہائیڈروجن اور نائٹروجن میں تبدیل ہو جاتی ہے -



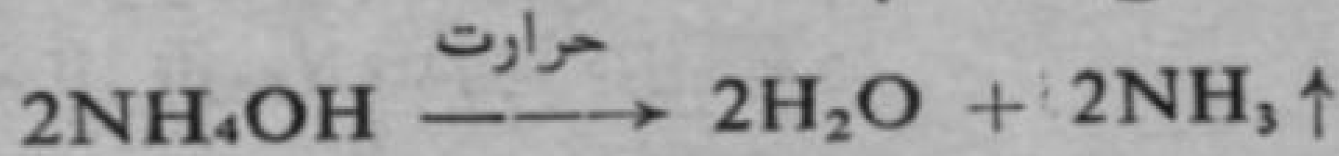
$$2NH_3 \xrightarrow[700°C-1000°C]{\text{حرارت}} 3H_2 + N_2$$

2 - امونیا پانی میں حل ہو کر امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ یا امونیکل لکر (Ammonical liquor) بناتی ہے جو اساسی خاصیت رکھتا ہے - امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک کمزور اور غیر قیام پذیر الکلی ہے - امونیا کی ان خصوصیات کو ذیل کے توازن سے ظاہر کیا جاتا ہے :



$$NH_3 + H_2O \leftrightharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

مرتکز امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ میں امونیا کی مقدار بلحاظ وزن 36 فی صد ہوتی ہے اور اس کی کثافت 0·88 گرام فی مکعب سنٹی میٹر ہوتی ہے - جب امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو گرم کیا جاتا ہے تو اس سے امونیا خارج ہوتی ہے -



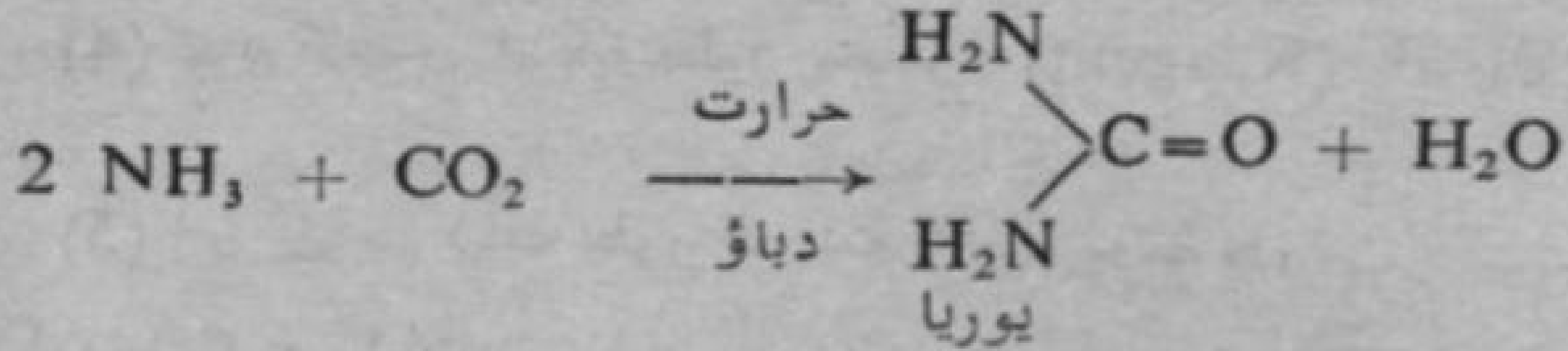
$$2NH_4OH \xrightarrow{\text{حرارت}} 2H_2O + 2NH_3\uparrow$$

تجربہ

حرارت سے امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی تحلیل

ایک بیکر میں 25 ملی لٹر امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ لیں اور اس میں ایک قطرہ فینولفتھلین (Phenolphthalein) ڈالیں - محلول کا رنگ سرخ ہو جائے گا - اس میں سے 5 ملی لٹر محلول علیحدہ رکھ لیں تاکہ بعد میں رنگ کی تبدیلی کا اس محلول سے موازنہ کیا جا سکے - بقیہ محلول کو اس قدر گرم کریں کہ صرف دو تین ملی لٹر محلول بچ رہے - اس محلول کو ٹھنڈا کریں اور اس میں پانی اس قدر ڈالیں کہ محلول کا حجم اس کے اصلی حجم یعنی 20 ملی لٹر کے برابر ہو جائے - اس میں فینولفتھلین کا ایک قطرہ ڈالیں اور اس کے رنگ کا موازنہ اصلی محلول کے 5 ملی لٹر رکھے ہوئے نمونے سے کریں - آپ دیکھیں گے کہ گرم کیے ہوئے نمونے کا رنگ فینولفتھلین کے ایک قطرے سے سرخ نہیں ہوتا اور نہ ہی اس میں اساس کی خصوصیت (سرخ لٹمس کو نیلا کرنا) موجود ہے، کیونکہ اس محلول سے امونیا خارج ہو گئی ہے جو محلول کو اساسی بنانے کا اصل سبب ہے -

3 - حرارت اور دباؤ سے امونیا اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے تعامل سے یوریا (Urea) بنتا ہے -

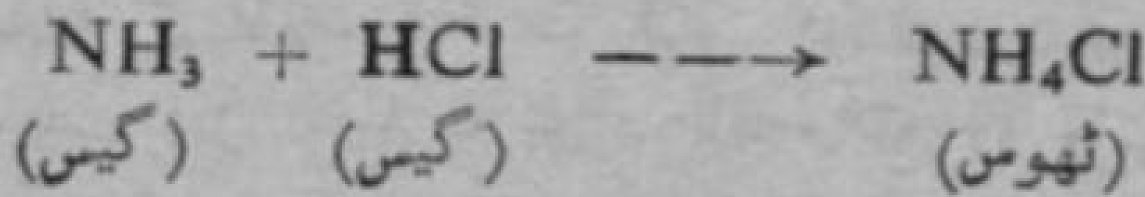


$$2\,NH_3 + CO_2 \xrightarrow[\text{دباؤ}]{\text{حرارت}} (H_2N)_2C{=}O + H_2O$$

یوریا کو کھاد کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے - پاکستان میں یوریا کے کارخانے ملتان ' شیخوپورہ اور ڈھارکی میں ہیں - یوریا پلاسٹک اور کپڑا سازی کی صنعت میں بھی استعمال ہوتا ہے -

4 - امونیا گیس تیزابوں کے ساتھ گیس اور محلول دونوں حالتوں میں عمل کر کے نمکیات بناتی ہے -

مثلاً ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے ساتھ :



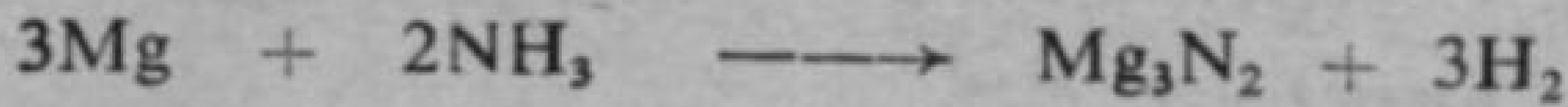
$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

اور ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے آبی محلول کے ساتھ :



$$NH_3 + (H^+ + Cl^-) \longrightarrow (NH_4^+ + Cl^-)$$

5 - امونیا گرم میگنیشیم دھات سے تعامل کرکے نائٹرائیڈ بناتی ہے -



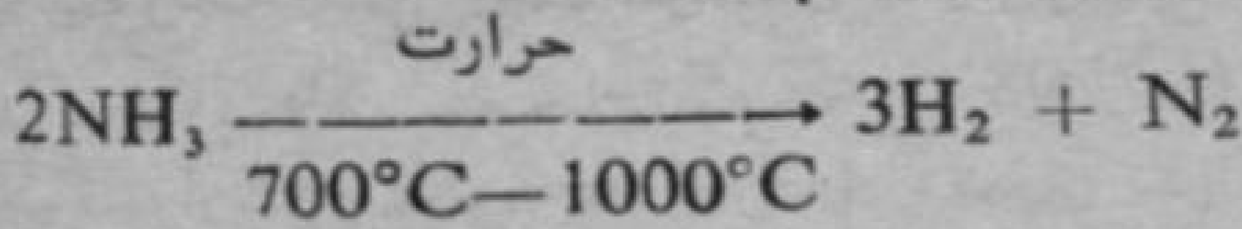
$$3Mg + 2NH_3 \longrightarrow Mg_3N_2 + 3H_2$$

استعمال

(1) امونیا بطور مبرد یا ریفریجرینٹ (Refrigerant) ریفریجریٹر میں استعمال کی جاتی ہے - روزمرہ کی زندگی میں امونیا سے برف سازی میں مدد لی جاتی ہے -

(2) امونیا مندرجہ ذیل مرکبات کی تیاری میں استعمال کی جاتی ہے - مثلاً نائٹرک ایسڈ HNO_3 ' کھانے کا سوڈا $NaHCO_3$ (Sodium Bicarbonate) دھوبی سوڈا $Na_2CO_3.10H_2O$ (Washing Soda) اور دھماکے دار اشیاء وغیرہ -

1 - امونیا اعلی درجہٌ حرارت پر غیر قیام پذیر ہے اور ہائیڈروجن اور نائٹروجن میں تبدیل ہو جاتی ہے -



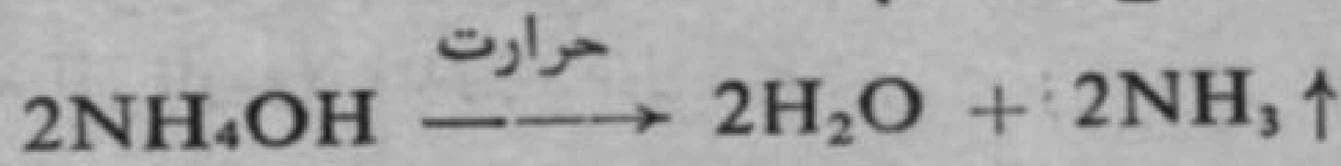
$$2NH_3 \xrightarrow[700°C-1000°C]{\text{حرارت}} 3H_2 + N_2$$

2 - امونیا پانی میں حل ہو کر امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ یا امونیکل لکر (Ammonical liquor) بناتی ہے جو اساسی خاصیت رکھتا ہے - امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک کمزور اور غیر قیام پذیر الکلی ہے - امونیا کی ان خصوصیات کو ذیل کے توازن سے ظاہر کیا جاتا ہے :



$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

مرتکز امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ میں امونیا کی مقدار بلحاظ وزن 36 فی صد ہوتی ہے اور اس کی کثافت 0.88 گرام فی مکعب سنٹی میٹر ہوتی ہے - جب امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو گرم کیا جاتا ہے تو اس سے امونیا خارج ہوتی ہے -



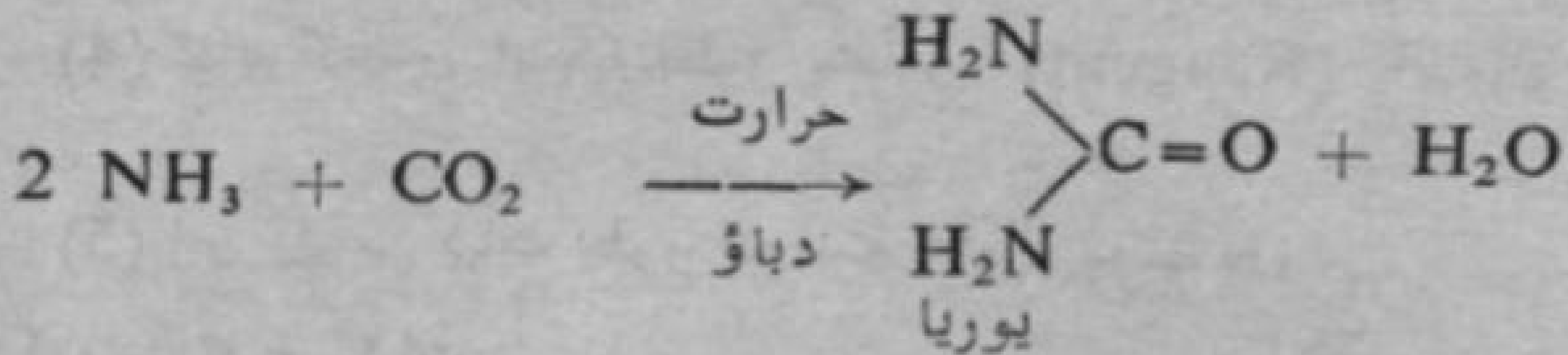
$$2NH_4OH \xrightarrow{\text{حرارت}} 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$$

تجربہ

حرارت سے امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی تحلیل

ایک بیکر میں 25 ملی لٹر امونیم ہائیڈرو آکسائیڈ لیں اور اس میں ایک قطرہ فینولفتھلین (Phenolphthalein) ڈالیں - محلول کا رنگ سرخ ہو جائے گا - اس میں سے 5 ملی لٹر محلول علیحدہ رکھ لیں تاکہ بعد میں رنگ کی تبدیلی کا اس محلول سے موازنہ کیا جا سکے - بقیہ محلول کو اس قدر گرم کریں کہ صرف دو تین ملی لٹر محلول بچ رہے - اس محلول کو ٹھنڈا کریں اور اس میں پانی اس قدر ڈالیں کہ محلول کا حجم اس کے اصلی حجم یعنی 20 ملی لٹر کے برابر ہو جائے - اس میں فینولفتھلین کا ایک قطرہ ڈالیں اور اس کے رنگ کا موازنہ اصلی محلول کے 5 ملی لٹر رکھے ہوئے نمونے سے کریں - آپ دیکھیں گے کہ گرم کیے ہوئے نمونے کا رنگ فینولفتھلین کے ایک قطرے سے سرخ نہیں ہوتا اور نہ ہی اس میں اساس کی خصوصیت (سرخ لٹمس کو نیلا کرنا) موجود ہے ' کیونکہ اس محلول سے امونیا خارج ہو گئی ہے جو محلول کو اساسی بنانے کا اصل سبب ہے -

3 - حرارت اور دباؤ سے امونیا اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے تعامل سے یوریا (Urea) بنتا ہے -



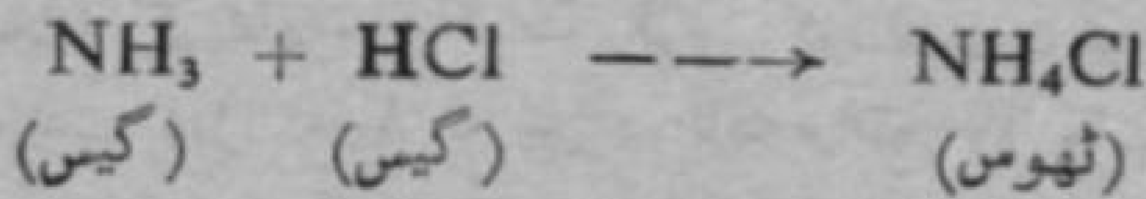
$$2\,NH_3 + CO_2 \xrightarrow[\text{دباؤ}]{\text{حرارت}} (H_2N)_2C{=}O + H_2O$$

یوریا

یوریا کو کھاد کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے - پاکستان میں یوریا کے کارخانے ملتان ' شیخوپورہ اور ڈھارکی میں ہیں - یوریا پلاسٹک اور کپڑا سازی کی صنعت میں بھی استعمال ہوتا ہے -

4 ـ امونیا گیس تیزابوں کے ساتھ گیس اور محلول دونوں حالتوں میں عمل کر کے نمکیات بناتی ہے -

مثلاً ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے ساتھ :



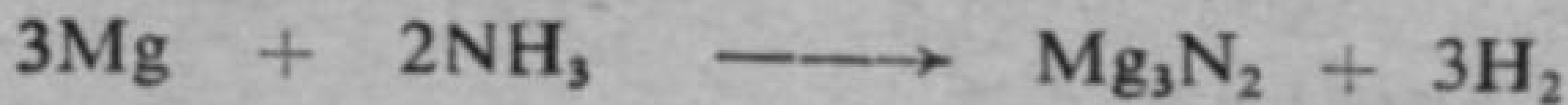
$$\underset{(\text{گیس})}{NH_3} + \underset{(\text{گیس})}{HCl} \longrightarrow \underset{(\text{ٹھوس})}{NH_4Cl}$$

اور ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے آبی محلول کے ساتھ :



$$NH_3 + \underset{\text{آبی محلول میں}}{(H^+ + Cl^-)} \longrightarrow (NH_4^+ + Cl^-)$$

5 ـ امونیا گرم میگنیشیم دھات سے تعامل کرکے نائٹرائیڈ بناتی ہے -



$$3Mg + 2NH_3 \longrightarrow Mg_3N_2 + 3H_2$$

استعمال

(1) امونیا بطور مبرد یا ریفریجرینٹ (Refrigerant) ریفریجریٹر میں استعمال کی جاتی ہے - روزمرہ کی زندگی میں امونیا سے برف سازی میں مدد لی جاتی ہے -

(2) امونیا مندرجہ ذیل مرکبات کی تیاری میں استعمال کی جاتی ہے - مثلاً نائٹرک ایسڈ HNO_3 ' کھانے کا سوڈا (Sodium Bicarbonate) : $NaHCO_3$ دھوبی سوڈا (Washing Soda) $Na_2CO_3.10H_2O$ اور دھماکے دار اشیاء وغیرہ -

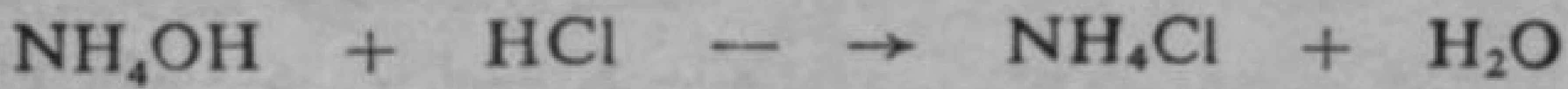
(3) اس سے کھاد مثلاً امونیم سلفیٹ ' امونیم نائٹریٹ ' مانو امونیم ڈائی ہائیڈروجن فاسفیٹ اور یوریا بنائے جاتے ہیں -

(4) تجربہ گاہ میں امونیا بطور متعامل (Reagent) استعمال ہوتی ہے -

(5) اس کے مرکبات بطور ادویات استعمال ہوتے ہیں -

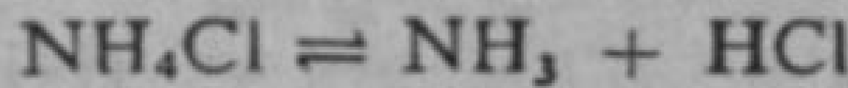
5.8 امونیا کے مرکبات

امونیا کو پانی میں حل کرنے سے جو محلول حاصل ہوتا ہے وہ کاسٹک سوڈا (NaOH) اور کاسٹک پوٹاش (KOH) کے محلول کی طرح اساسی (Basic) ہوتا ہے - اور تیزابوں کے ساتھ مل کر امونیم کے نمکیات بناتا ہے -



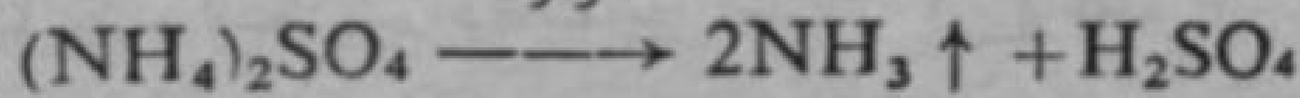
$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

2 - امونیا کے تمام مرکبات گرم کرنے پر غیر قیام پذیر ثابت ہوتے ہیں - حسب ذیل تعاملات سے یہ بات واضح ہو جائے گی :



$$NH_4Cl \overset{\text{حرارت}}{\rightleftharpoons} NH_3 + HCl$$

امونیم کلورائیڈ



$$(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2NH_3\uparrow + H_2SO_4$$

امونیم سلفیٹ (ٹھوس)



$$(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2NH_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

امونیم کاربونیٹ (ٹھوس)



$$NH_4NO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} N_2O + 2H_2O$$

امونیم نائٹریٹ (ٹھوس)



$$NH_4NO_2 \xrightarrow{\text{حرارت}} N_2\uparrow + 2H_2O$$

امونیم نائٹرائیٹ

5.9 امونیم آئن کی شناخت

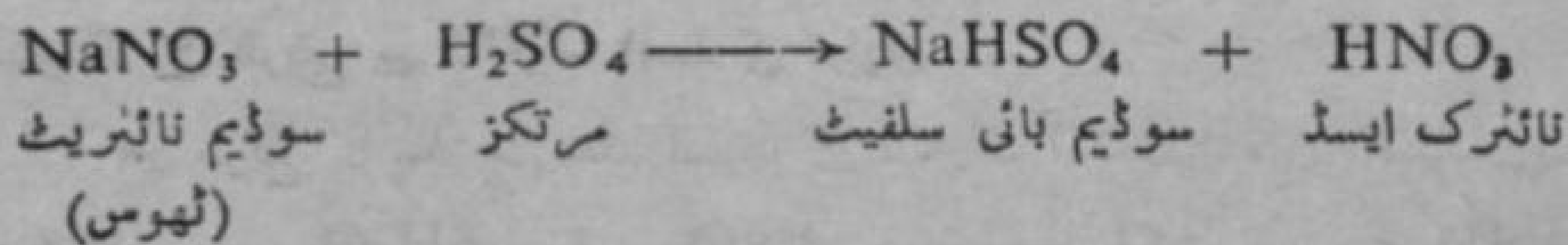
جب امونیم کے مرکبات کو کسی طاقتور اساس مثلاً سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے تو امونیا خارج ہوتی ہے جسے اس کی خاص چبھتی ہوئی بو سے شناخت کیا جا سکتا ہے یا اس کی سرخ لٹمس کو نیلا کرنے والی خصوصیت سے پہچانا جا سکتا ہے -

5.10 نائٹرک ایسڈ (NITRIC ACID : HNO_3)

عرب کیمیا دان نائٹرک ایسڈ سے بخوبی واقف تھے - جابر بن حیان نے اسے شورے (Nitre) ' پھٹکری (Alum) اور نیلے تھوتھے (Blue Vitriol) کو گرم کرکے تیار کیا - اس کی تیاری کا یہ طریقہ ایک عرصے تک مستعمل رہا -

تجربہ گاہ میں تیاری

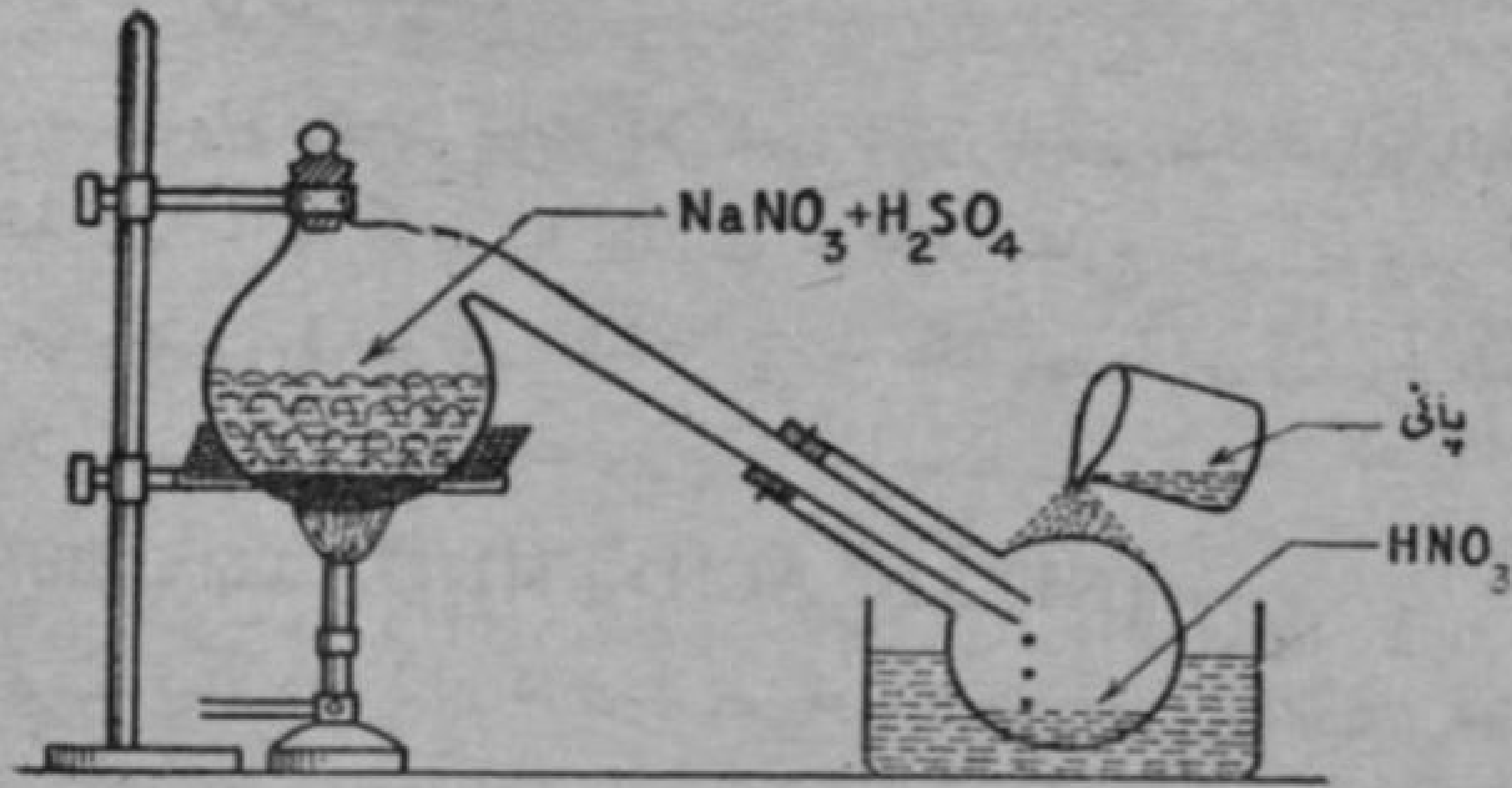
نائٹرک ایسڈ تجربہ گاہ میں مرتکز سلفیورک ایسڈ اور سوڈیم نائٹریٹ یا پوٹاشیم نائٹریٹ کے آمیزے کی کشید سے حاصل ہوتا ہے -



$$NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$

سوڈیم نائٹریٹ (ٹھوس) — مرتکز — سوڈیم بائی سلفیٹ — نائٹرک ایسڈ

اس طریقے سے نائٹرک ایسڈ کی تیاری کی کامیابی کا سبب یہ ہے کہ سلفیورک ایسڈ ایک غیر طیران پذیر (Non-volatile) ایسڈ ہے جب کہ نائٹرک ایسڈ طیران پذیر ہونے کی وجہ سے کشید کرنے پر بخارات کی شکل میں علیحدہ ہو جاتا ہے -



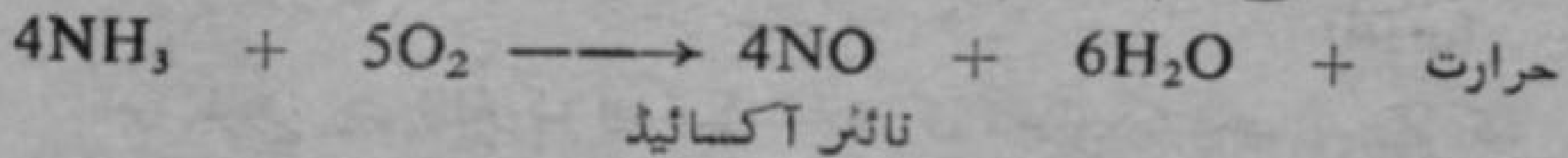
شکل 8-5 : تجربہ گاہ میں نائٹرک ایسڈ کی تیاری

5.11 نائٹرک ایسڈ کی صنعتی تیاری

صنعتی پیمانے پر اس کو تیار کرنے کے کئی طریقے ہیں جن میں سے ایک امونیا کی تکسید کا طریقہ ہے جسے اسٹوالڈ (Ostwald) کا طریقہ بھی کہتے ہیں۔ نائٹرک ایسڈ کی تیاری کے لیے ہم اسی ایک طریقے کو بیان کریں گے۔

اسٹوالڈ کے طریقے سے نائٹرک ایسڈ کی تیاری

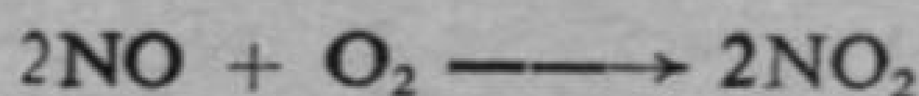
اس طریقے کا پہلا مرحلہ امونیا کی نائٹرک آکسائیڈ میں تکسید ہے۔



$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O + \text{حرارت}$$

نائٹر آکسائیڈ

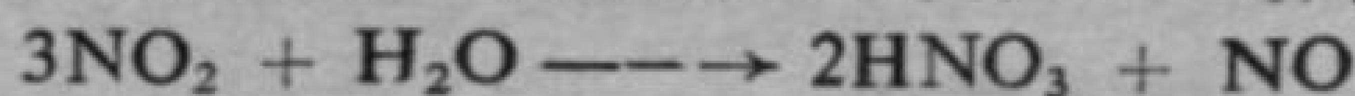
یہ عمل امونیا اور ہوا کے آمیزے کو عمل انگیز پلاٹینم، جو 400°C تک گرم ہوتا ہے، پر گزرنے سے واقع ہوتا ہے۔ عمل شروع کرنے کے لیے پہلے عاملیتی توانائی (Activation Energy) حرارت کی صورت میں دینی پڑتی ہے۔ لیکن بعد میں چونکہ یہ تعامل حرارت زا ہے اس لیے عمل خود بخود جاری رہتا ہے۔ اس عمل کے بعد ہوا کی زائد آکسیجن نائٹرک آکسائیڈ کے ساتھ عمل کرکے نائٹروجن پر آکسائیڈ بناتی ہے۔



$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

نائٹروجن پرآکسائیڈ

نائٹروجن پرآکسائیڈ پر پانی کی پھوار سے نائٹرک ایسڈ بن جاتا ہے -



$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

نائٹرک ایسڈ

اس عمل میں بچ جانے والی NO گیس مزید آکسیجن کے ساتھ NO_2 بنا دیتی ہے ، جو آخر میں نائٹرک ایسڈ میں تبدیل ہو جاتی ہے -

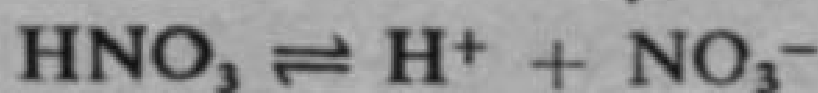
5.12 نائٹرک ایسڈ کے خواص

طبعی خواص

خالص نائٹرک ایسڈ ایک بے رنگ مائع ہے - اس کی کثافت 1·50 گرام فی مکعب سم ہوتی ہے اور اس کا نقطۂ جوش 86°C ہوتا ہے - یہ دھوپ میں تحلیل ہو جاتا ہے - تیزاب کو تحلیل سے بچانے کے لیے عام طور پر اس میں پانی ملایا جاتا ہے - اس آبی محلول میں وزن کے لحاظ سے 68 فی صد نائٹرک ایسڈ ہوتا ہے اور تجارتی طور پر اسی کو مرتکز نائٹرک ایسڈ کہتے ہیں - یہ 120°C پر جوش کھاتا ہے - تجربہ گاہ میں تیار کردہ تیزاب کا زرد رنگ نائٹروجن پر آکسائیڈ گیس کی حل شدہ حالت میں موجودگی کی وجہ سے ہوتا ہے جو اس تیزاب کو گرم کرنے کے دوران جزوی طور پر بنتی ہے -

کیمیائی خواص

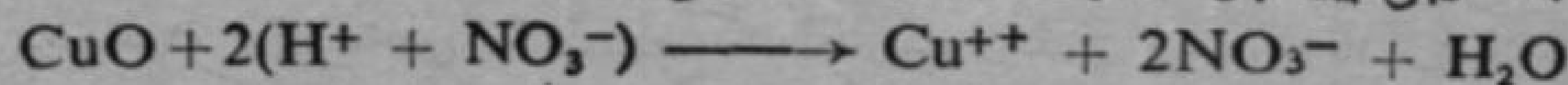
نائٹرک ایسڈ ایک طاقتور تیزاب ہے اور آبی محلول میں تقریباً مکمل طور پر آئنوں میں بٹ جاتا ہے -



$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

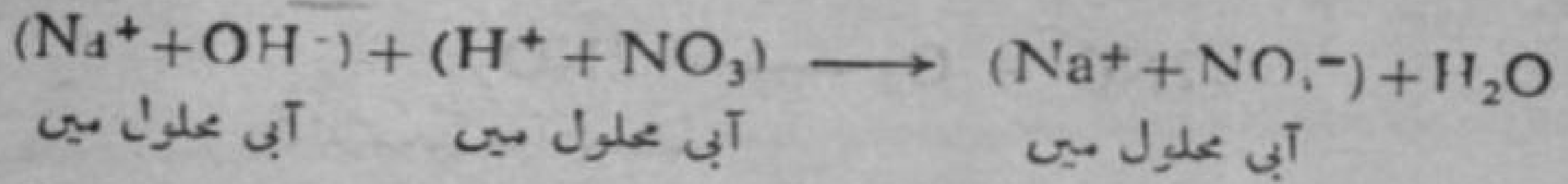
(آبی) (آبی)

اس کی تیزابی خصوصیات مثلاً نیلے لٹمس کو سرخ کرنا ، اساسی آکسائیڈ ، ہائیڈر آکسائیڈ اور کاربونیٹوں سے تعامل کرکے نائٹریٹ بنانا وہی ہیں جو دوسرے تیزابوں میں بھی ہیں -



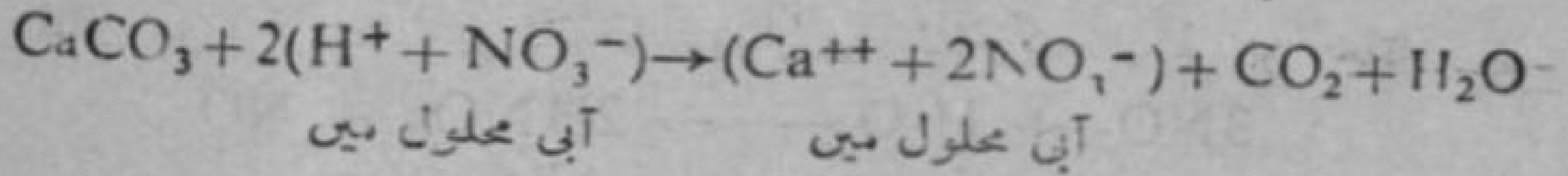
$$CuO + 2(H^+ + NO_3^-) \longrightarrow Cu^{++} + 2NO_3^- + H_2O$$

نائٹرک ایسڈ   کاپر نائٹریٹ



$$(Na^{+}+OH^{-}) + (H^{+}+NO_3^{-}) \longrightarrow (Na^{+}+NO_3^{-}) + H_2O$$

آبی محلول میں   آبی محلول میں   آبی محلول میں

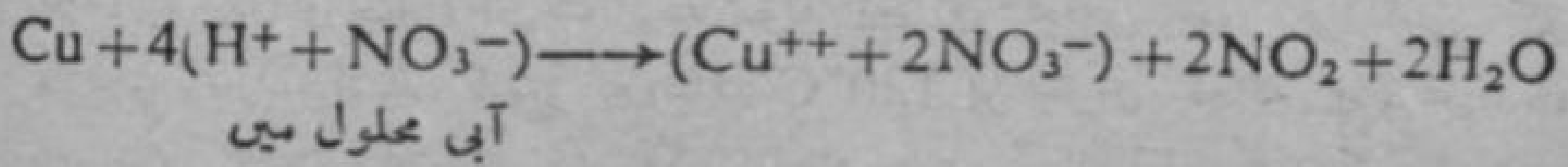


$$CaCO_3 + 2(H^{+}+NO_3^{-}) \rightarrow (Ca^{++}+2NO_3^{-}) + CO_2 + H_2O$$

آبی محلول میں   آبی محلول میں

دوسرے تیزابوں مثلاً سلفیورک ایسڈ اور ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے برعکس دھاتوں کے ساتھ عمل میں نائٹرک ایسڈ ہائیڈروجن گیس خارج نہیں کرتا۔ نائٹرک ایسڈ ایک تکسیدی عامل ہے۔ دھاتوں کے ساتھ کیمیائی عمل کرکے ان کی تکسید کر دیتا ہے اور خود اس کی تخفیف ہو جاتی ہے۔

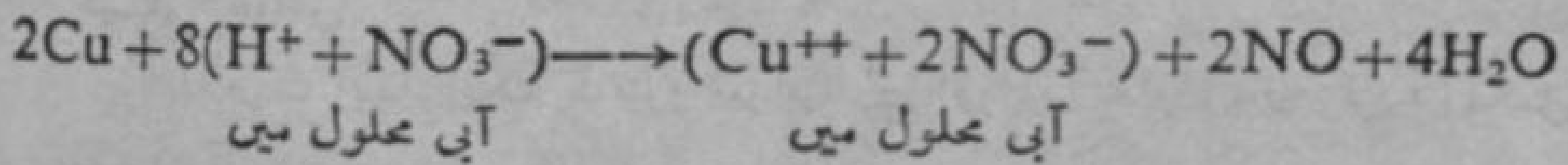
مثلاً جب کاپر کو مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے، تو نائٹروجن پر آکسائیڈ کے سرخ رنگ کے دخان پیدا ہو جاتے ہیں۔



$$Cu + 4(H^{+}+NO_3^{-}) \longrightarrow (Cu^{++}+2NO_3^{-}) + 2NO_2 + 2H_2O$$

آبی محلول میں

لیکن اگر تیزاب ہلکا ہو اور درجۂ حرارت کم ہو تو نائٹرک آکسائیڈ (NO) گیس پیدا ہوتی ہے۔



$$2Cu + 8(H^{+}+NO_3^{-}) \longrightarrow (Cu^{++}+2NO_3^{-}) + 2NO + 4H_2O$$

آبی محلول میں   آبی محلول میں

غیر عامل دھاتیں مثلاً سونا (Au) پلاٹینم (Pt)، نائٹرک ایسڈ کے ساتھ کیمیائی تعامل نہیں کرتیں، چاہے تیزاب کتنا ہی مرتکز اور گرم کیوں نہ ہو۔ بعض متعامل دھاتیں مثلاً ایلومینیم، کرومیم وغیرہ مرتکز نائٹرک ایسڈ سے غیر عامل (Passive) ہو جاتی ہیں۔ ان دھاتوں کے متعلق خیال ہے کہ نائٹرک ایسڈ کی وجہ سے ان کے دھاتی آکسائیڈ بنتے ہیں جو دھات کی سطح کو ڈھانپ لیتے ہیں۔

استعمال

(i) نائٹرک ایسڈ کو دھماکے دار اشیاء مثلاً نائٹروگلیسرین ، ٹرائی نائٹروٹالوئین (.T.N.T) اور امونیم نائٹریٹ وغیرہ کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے ۔

(ii) اس ایسڈ کی کافی مقدار کیمیائی کھاد ، پلاسٹک ، مصنوعی سلک اور مختلف نائٹریٹوں کی تیاری میں کام آتی ہے ۔

(iii) فولاد پر نقش و نگار کرنے سے قبل اس کو نائٹرک ایسڈ سے صاف کیا جاتا ہے ۔

(iv) تجربہ گاہ میں بطور متعامل (Reagent) استعمال ہوتا ہے ۔

5.13 ماءالملوک یا آب سلطانی
(AQUA REGIA OR ROYAL WATER)

نائٹرک ایسڈ سوائے سونے اور پلاٹینم کے تمام دھاتوں کو حل کر لیتا ہے اور ان کی تکسید کرتا ہے۔ ان دو دھاتوں کو حل کرنے کے لیے تین حصے بالحاظ حجم مرتکز ہائیڈرو کلورک ایسڈ اور ایک حصہ نائٹرک ایسڈ لیا جاتا ہے ۔ اس آمیزے کو ماءالملوک یا آب سلطانی (Aqua Regia or Royal Water) کہتے ہیں ۔ یہ سونے اور پلاٹینم کو حل کر لیتا ہے ۔ اس عمل کی بنیاد حسب ذیل تعامل ہے جس میں ایٹمی کلورین خارج ہوتی ہے ۔



$$HNO_3 + 3HCl \longrightarrow 2H_2O + NO + 3Cl$$

یہ ایٹمی کلورین پلاٹینم "اور سونے سے تعامل کرکے ان کے کلورائیڈ بناتی ہے جو پانی میں حل پذیر ہیں ۔



$$Pt + 4Cl \longrightarrow PtCl_4$$

پلاٹینم کلورائیڈ



$$Au + 3Cl \longrightarrow AuCl_3$$

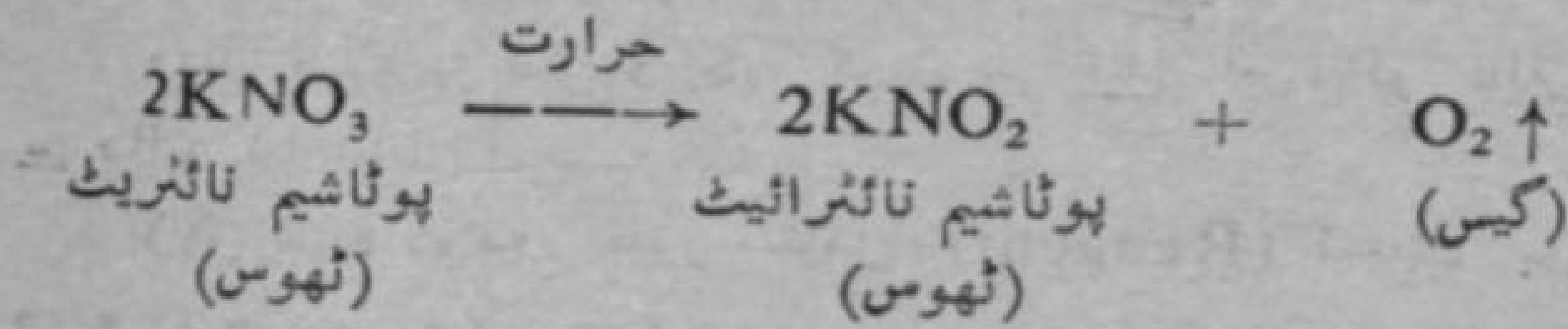
گولڈ کلورائیڈ

5.14 نائٹریٹ (NITRATE)

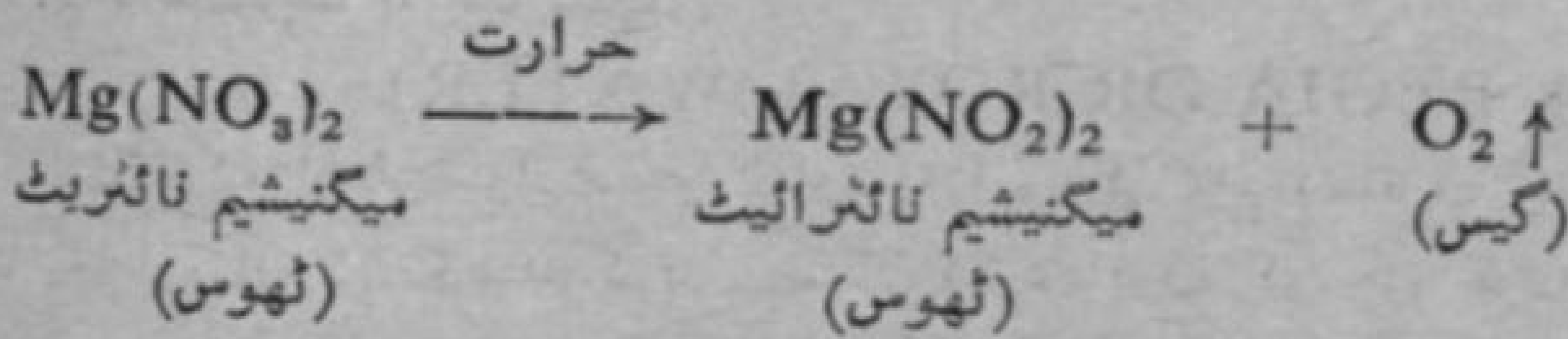
نائٹرک ایسڈ کے نمکیات نائٹریٹ کہلاتے ہیں ۔ دھاتی نائٹریٹ تیار کرنے کے لیے اس دھات کے آکسائیڈ ، ہائیڈرو آکسائیڈ یا

کاربونیٹ کو نائٹرک ایسڈ سے تعامل کراتے ہیں - حرارت سے یہ نائٹریٹ تحلیل ہو جاتے ہیں - مثال کے طور پر :

i) اساسی دھاتوں (Alkali Metals) اور اساسی ارضی دھاتوں (Alkali Earth Metals) کے نائٹریٹ گرم کرنے سے نائٹرائیٹ اور آکسیجن میں تبدیل ہو جاتے ہیں -

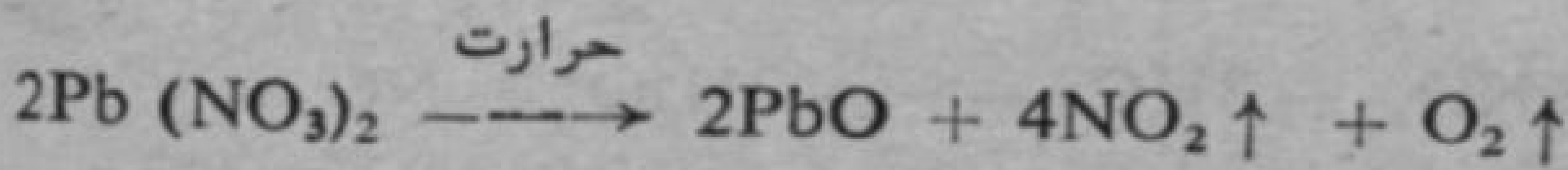


$$2KNO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

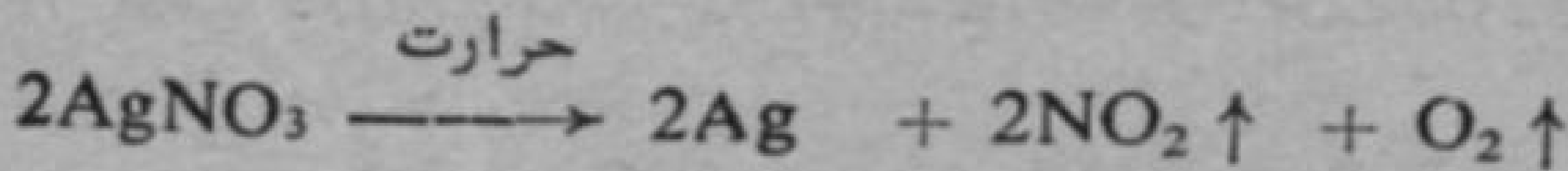


$$Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{\text{حرارت}} Mg(NO_2)_2 + O_2\uparrow$$

(ii) لیکن ایسی دھاتیں جو مثبت برق سلسلے میں سب سے نیچے ہیں مثلاً سیسہ اور چاندی ' ان کے نائٹریٹ گرم کرنے پر دھات کا آکسائیڈ یا دھات ، نائٹروجن پر آکسائیڈ اور آکسیجن بناتے ہیں -

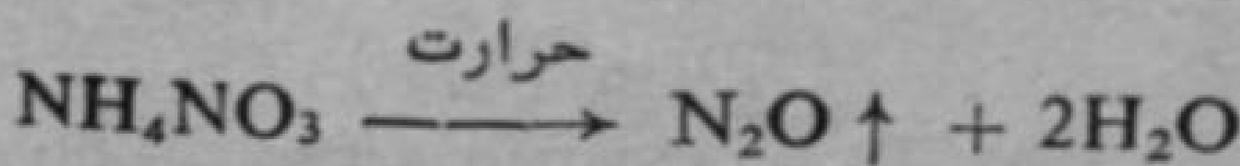


$$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$



$$2AgNO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

(iii) امونیم نائٹریٹ کو گرم کرنے سے نائٹرس آکسائیڈ اور پانی بنتا ہے -



$$NH_4NO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} N_2O\uparrow + 2H_2O$$

تمام نائٹریٹ پانی میں حل پذیر ہیں اور سلفیورک ایسڈ کی موجودگی میں فیرس سلفیٹ کے ساتھ بھورے رنگ کا حلقہ بناتے ہیں -

5.15 فاسفورس (PHOSPHORUS)

وقوع

فاسفورس قدرتاً آزاد حالت میں نہیں ملتا لیکن فاسفیٹ مر کبات کی شکل میں بکثرت پایا جاتا ہے - ریاستہائے متحدہ امریکہ ، شمالی افریقہ، روس اور اردن میں کیلشیم فاسفیٹ $Ca_3(PO_4)_2$ کے بڑے بڑے ذخیرے پائے جاتے ہیں - حیوانی ہڈیاں اور دانت تقریباً 60 فی صد کیلشیم فاسفیٹ یا اس کے مشابہ معدنی مادے پر مشتمل ہوتے ہیں - انسانی بافتوں خصوصاً رگوں اور پٹھوں میں تھوڑی مقدار میں فاسفورس کے پیچیدہ قسم کے مر کبات ہوتے ہیں - پودوں کی افزائش کے لیے حل پذیر فاسفیٹ کی موجودگی نہایت ضروری ہے - تمام ترکاریوں میں فاسفورس کی قلیل مقدار پائی جاتی ہے - انسانی جسم انہی ترکاریوں سے اپنے لیے فاسفورس حاصل کرتا ہے -

5.16 سفید اور سرخ فاسفورس

فاسفورس دو عام بہروپی شکلوں میں پایا جاتا ہے :

(1) سفید یا زرد فاسفورس

(2) سرخ فاسفورس

سفید فاسفورس

سفید فاسفورس حاصل کرنے کے لیے ایک برق بھٹی استعمال کی جاتی ہے جس میں چٹانی کیلشیم فاسفیٹ کو باریک پیس کر ریت یعنی سلیکا (SiO_2) اور کاربن سے ملایا جاتا ہے اور برق رو گزار کر گرم کیا جاتا ہے - سلیکا ' کیلشیم اور فاسفیٹ سے مل کر کیلشیم سلیکیٹ $(CaSiO_3)$ اور فاسفورس کا آکسائیڈ P_4O_{10} بناتی ہے جس کو کاربن تخفیف کرکے فاسفورس کے بخارات میں تبدیل کر دیتا ہے - ان بخارات کو پانی میں سے گزار کر ان کی تکثیف کر لی جاتی ہے - اس طرح سے حاصل ہونے والا فاسفورس سفید فاسفورس کہلاتا ہے - عمل کے دوران وقتاً فوقتاً کیلشیم سلیکیٹ $(CaSiO_3)$ اور زائد سلیکا (SiO_2) کو

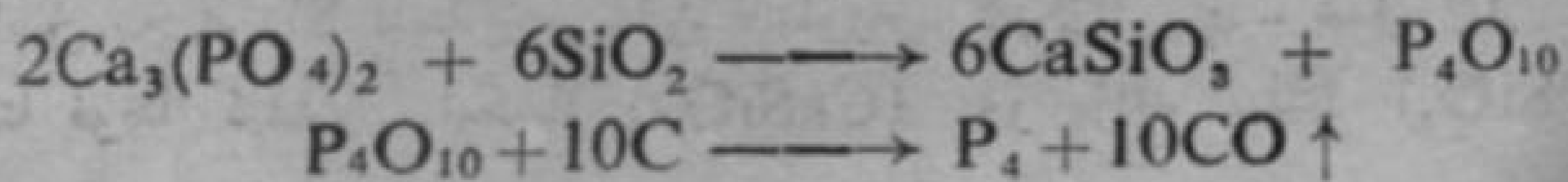
ریت + کاربن + کیلشیم فاسفیٹ

فاسفورس + CO

کیلشیم سلیکیٹ

شکل 9-5: فاسفورس کی تیاری

میل (Slag) شکل میں برق بھٹی کے پیندے سے نکالتے رہتے ہیں۔
برق بھٹی میں حسب ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں:



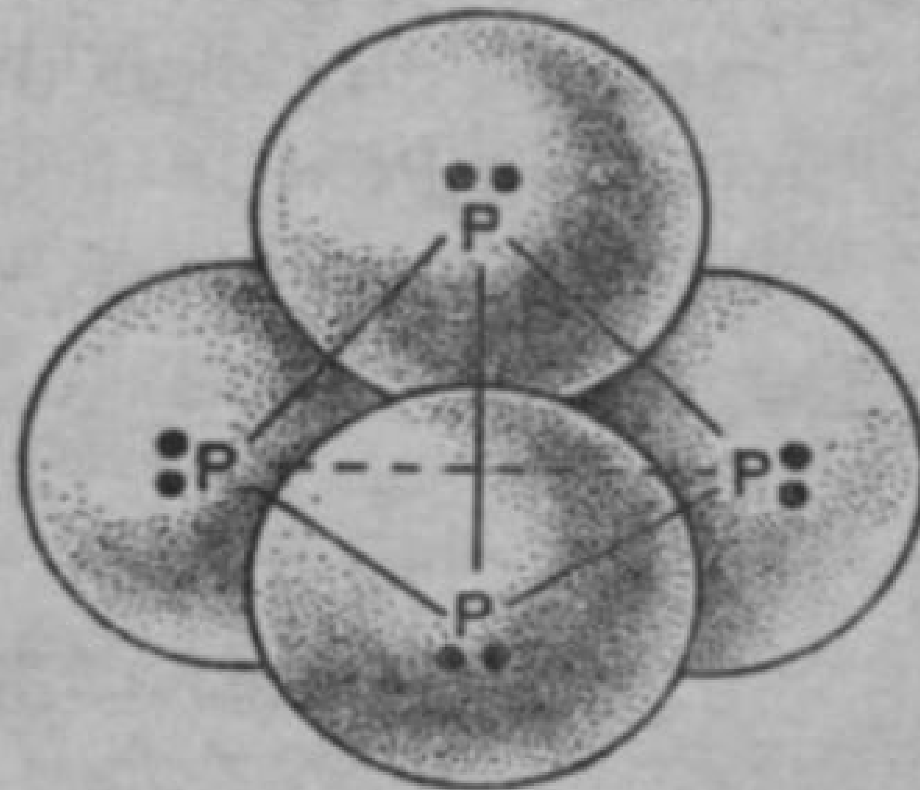
$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \longrightarrow 6CaSiO_3 + P_4O_{10}$$

$$P_4O_{10} + 10C \longrightarrow P_4 + 10CO \uparrow$$

سفید فاسفورس کے خواص

طبعی خواص

سفید فاسفورس موم کی طرح نیم شفاف قلمی ٹھوس ہوتا ہے۔ سفید فاسفورس رنگ عموماً زرد ہوتا ہے اس کی وجہ یہ ہے کہ یہ جزوی طور پر سرخ فاسفورس میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس کا نقطہ اماعت (Melting Point) 44°C ہے اور یہ بآسانی پگھل جاتا ہے لیکن چونکہ ہوا میں جل اٹھتا ہے اس لیے اسے پانی کے اندر گرم کر کے پگھلاتے ہیں۔ یہ 280°C پر جوش کھاتا ہے اس کی کثافت اضافی 1·8 ہے۔ یہ پانی میں غیر حل پذیر ہے۔ سفید فاسفورس کاربن ڈائی سلفائیڈ CS_2 ، سلفر مانو کلورائیڈ S_2Cl_2 ، ایتھر $C_2H_5OC_2H_5$ اور



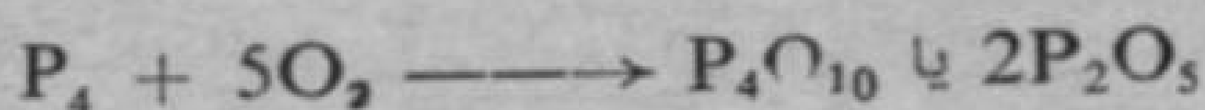
شکل 5.10 : P_4 مالیکیول کا ماڈل

بینزین C_6H_6 میں حل پذیر ہے۔ ان محلولوں میں اس کے مالیکیول P_4 صورت میں ہوتے ہیں۔ فاسفورس کے استعمال میں بڑی احتیاط کی ضرورت ہے کیونکہ یہ ہوا میں جل اٹھتا ہے اسی وجہ سے اسے پانی میں ذخیرہ کرتے ہیں۔ ٹھوس اقسام کے فاسفورس میں سب سے زیادہ عامل سفید فاسفورس ہوتا ہے۔ سفید فاسفورس کی سب سے دلچسپ خاصیت یہ ہے کہ تاریکی میں کھلا چھوڑنے سے دمکتا ہے اور ہلکے سبز رنگ کی روشنی خارج کرتا ہے۔ اس خاصیت کو فاسفوریت (Phosphorescence) کہتے ہیں۔ اس کی تشریح یوں کی جاتی ہے کہ

معمولی درجہ حرارت پر سفید فاسفورس ہوا میں آہستہ آہستہ تکسید ہوتا رہتا ہے اور اس عمل کے دوران توانائی روشنی کی صورت میں خارج ہوتی ہے جو تاریکی میں زیادہ واضح ہوتی ہے -

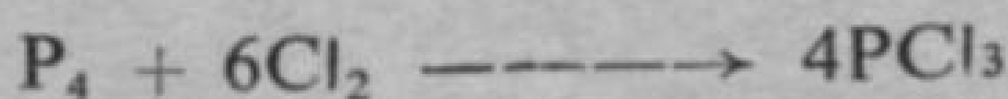
کیمیائی خواص

(1) فاسفورس کو ہوا یا آکسیجن میں جلایا جائے تو سفید دخان پیدا کرتا ہے اور فاسفورس پنٹا آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے -



$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10} \text{ یا } 2P_2O_5$$

(2) فاسفورس ہیلوجن سے بھی تعامل کرتا ہے - پہلے ٹرائی ہیلائیڈ اور بعد میں پینٹا ہیلائیڈ بنتے ہیں -



$$P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$$

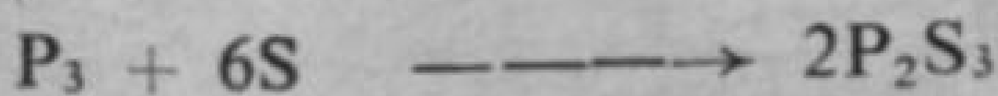
(فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ)



$$PCl + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

(فاسفورس پینٹا کلورائیڈ)

(3) فاسفورس اور گندھک کے تعامل سے فاسفورس کے مختلف سلفائیڈ بنتے ہیں -



$$P_3 + 6S \longrightarrow 2P_2S_3$$

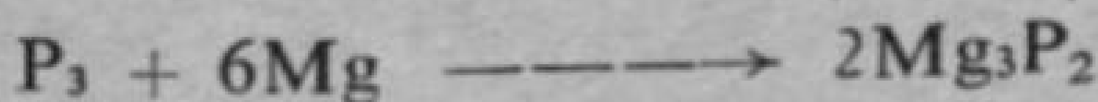
(فاسفورس ٹرائی سلفائیڈ)

(4) فاسفورس دھاتوں سے بھی تعامل کرتا ہے اور فاسفائیڈ بناتا ہے -



$$P_4 + 12Na \longrightarrow 4Na_3P$$

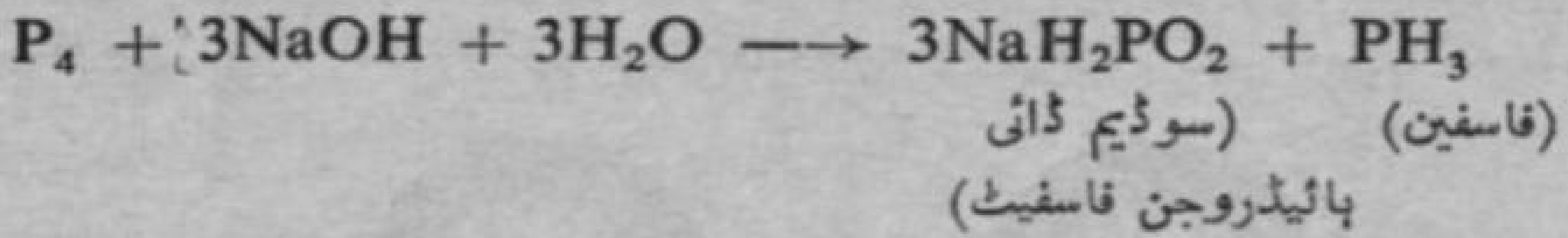
(سوڈیم فاسفائیڈ)



$$P_3 + 6Mg \longrightarrow 2Mg_3P_2$$

(میگنیشیم فاسفائیڈ)

(5) فاسفورس کو جب سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے مر تکز محلول کے ساتھ غیر عامل فضا میں گرم کیا جاتا ہے تو فاسفین گیس (Phosphine Gas) خارج ہوتی ہے -



$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3$$

(فاسفین) (سوڈیم ڈائی
ہائیڈروجن فاسفیٹ)

(6) مرتکز نائٹرک ایسڈ اور گرم مرتکز سلفیورک ایسڈ ، فاسفورس کی تکسید کرتے ہیں ۔ اس لحاظ سے فاسفورس ایک طاقتور تخفیفی عامل (Reducing Agent) ہے ۔



$$P_4 + 20HNO_3 \rightarrow 4H_3PO_4 + 20NO_2 + 4H_2O$$



$$P_4 + 10H_2SO_4 \rightarrow 4H_3PO_4 + 10SO_2 + 4H_2O$$

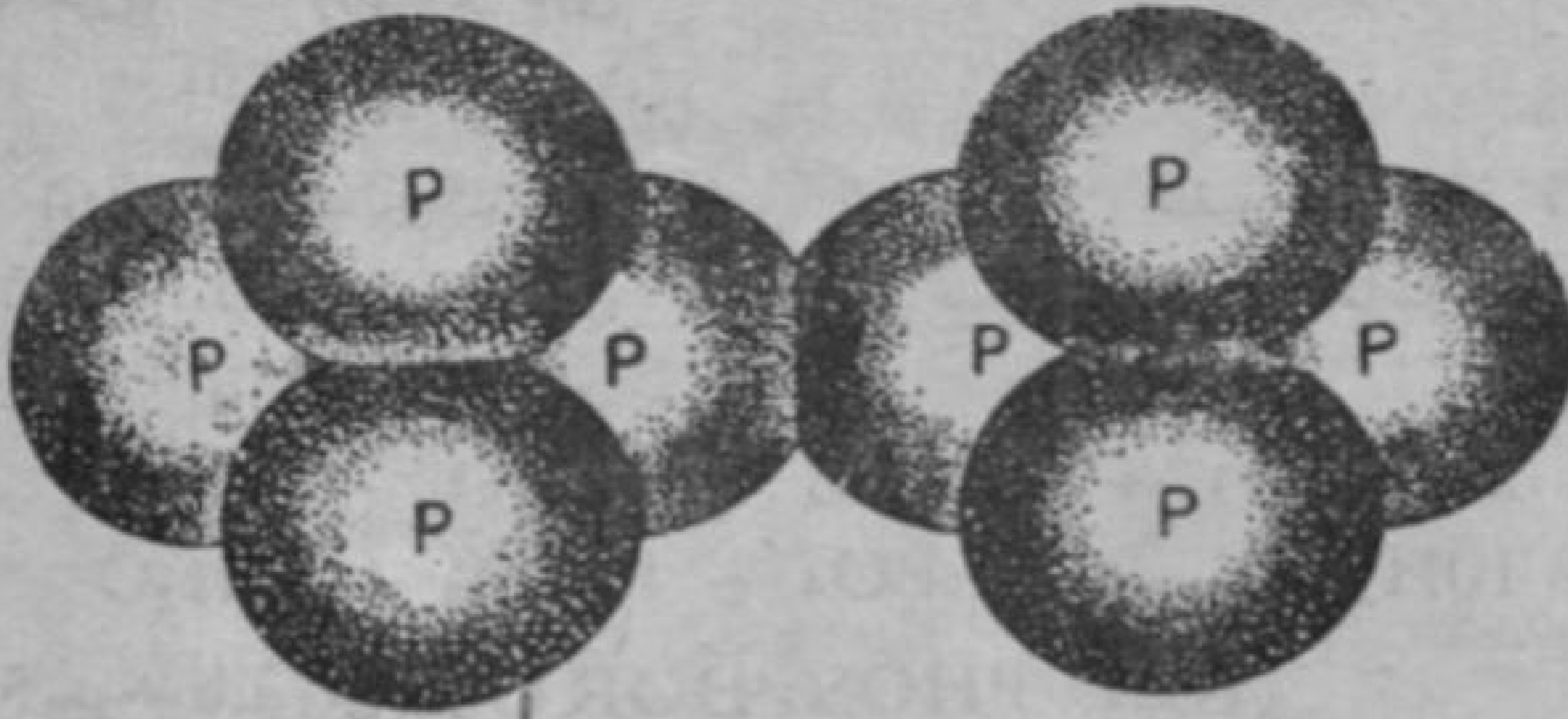
5.17 سرخ فاسورس (RED PHOSPHORUS)

سفید فاسفورس ہوا کی غیر موجودگی میں 250°C تک گرم کرنے سے سرخ فاسفورس میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔ آئیوڈین کی قلیل مقدار بطور عمل انگیز استعمال ہوتی ہے ۔ اس کے علاوہ سفید فاسفورس روشنی میں رکھنے سے بھی آہستہ آہستہ سرخ فاسفورس میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔ سفید فاسفورس کی سرخ فاسفورس میں تبدیلی ایک حرارت زا تعامل ہے ۔

سفید فاسفورس ⇌ سرخ فاسفورس + حرارت

یعنی جب سفید فاسفورس سرخ فاسفورس میں تبدیل ہوتا ہے تو حرارت کی کافی مقدار خارج ہوتی ہے ۔ اس سے یہ ظاہر ہوتا ہے کہ سرخ فاسفورس سفید فاسفورس کے مقابلے میں زیادہ قیام پذیر ہے اور اسی وجہ سے یہ سفید فاسفورس کے مقابلے میں کم عامل ہے ۔ اس کی ہوا میں تکسید نہیں ہوتی اس لیے اسے پانی میں رکھنا غیر ضروری ہے ۔ اس کے علاوہ ان دونوں کی ساخت میں فرق ہونے کی وجہ سے ان کے خواص میں بھی اختلاف ہے ۔ سفید فاسفورس (P_4) کے مالیکیول کا سائز چھوٹا ہے اور سرخ فاسفورس کے مالیکیول کا سائز بہت بڑا ہے ان کے مالیکیولوں کو علی الترتیب P_4 اور P_n سے ظاہر کرتے ہیں ۔ اسی وجہ سے سفید فاسفورس زیادہ طیران پذیر (Volatile) ہے اور زیادہ محللوں میں حل پذیر ہے اور سرخ فاسفورس کے مقابلے میں زیادہ عامل ہے ۔ سرخ فاسفورس پانی اور کاربن ڈائی سلفائیڈ میں غیر حل پذیر ہے ۔ اس کی کثافت اضافی 2.2 ہے ۔ یہ نرم سرخ رنگ کا سفوف ہے ۔ یہ

ہیلوجن ، سلفر اور دھاتوں سے اس وقت عمل کرتا ہے جب کہ انہیں



شکل 11-5 : سُرخ فاسفورس کے مالیکیول کا ماڈل

گرم کیا جاتا ہے - یہ کاسٹک سوڈے (NaOH) میں حل نہیں ہوتا -

استعمال

(1) فاسفورس کا سب سے بڑا استعمال سلائی کی صنعت میں ہوتا ہے - اس میں سرخ فاسفورس استعمال کیا جاتا ہے -

(2) فاسفور کانسی (Phosphor Bronze) میں فاسفورس کی تھوڑی مقدار تانبے اور ٹن کے سلفائیڈ کی صورت موجود ہوتی ہے - یہ کانسی سخت مضبوط ہوتی ہے اس کو جہازوں کے پنکھے (Propellers) بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے -

(3) فاسفورس کی تھوڑی مقدار چوہے ، نیولے وغیرہ جیسے چھوٹے جانوروں کو مارنے کے لیے زہریلی لئی (Paste) بنانے میں استعمال ہوتی ہے -

(4) فاسفورس سے دھوئیں کے بم بنائے جاتے ہیں جو جنگ میں استعمال ہوتے ہیں -

(5) صنعتی پیمانے پر جس قدر فاسفورس تیار کیا جاتا ہے اسے زیادہ تر حل پذیر فاسفیٹ نمکیات بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے - یہ نمکیات خصوصاً سوڈیم اور امونیم کے نمکیات بطور کھاد استعمال ہوتے ہیں -

(6) اس سے فاسفورک ایسڈ (H_3PO_4) تیار کیا جاتا ہے جسے دوا سازی کی صنعت ، کھاد تیار کرنے کے کارخانوں اور کیمیائی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے -

سوالات

1 - (الف) صنعتی پیمانے پر مائع ہوا سے نائٹروجن کس طرح تیار کی جاتی ہے ؟

(ب) حسب ذیل متعاملات پر نائٹروجن کا کیا اثر ہوتا ہے ؟

(*i*) مینگانیز (*ii*) کیلشیم (*iii*) کیلشیم کاربائیڈ

(*iv*) ہائیڈروجن (*v*) آکسیجن -

(ج) کارخانۂ قدرت میں نائٹروجن کے دور پر بحث کیجیے اور نباتاتی اور حیواناتی زندگی کے لیے اس کی اہمیت بیان کیجیے-

(د) نائٹروجن کے غیر عاملیت کی وجوہ بیان کیجیے - اس گیس کے غیر عامل ہونے کے فوائد پر بحث کیجیے -

2 - مستقل دباؤ اور ٹمپریچر پر 15 لٹر ہائیڈروجن کے تعامل کے لیے کس قدر نائٹروجن کی ضرورت ہوگی ؟ اس تعامل کے بننے والی امونیا کی مقدار بھی معلوم کیجیے -

(**جواب : 5** لٹر نائٹروجن **10** لٹر امونیا)

3 - (الف) صنعتی پیمانے پر امونیا کس طرح تیار کی جاتی ہے؟ اس کے خواص اور استعمال بیان کیجیے -

(ب) مندرجہ ذیل پر حرارت کا کیا اثر ہوتا ہے ؟

(*i*) امونیم سلفیٹ (*ii*) امونیم کاربونیٹ (*iii*) امونیم نائٹریٹ-

4 - (الف) ہابر کے طریقے سے امونیا کی تیاری بیان کیجیے - اس میں استعمال ہونے والے عمل انگیز ، ٹمپریچر اور دباؤ کے اثرات پر بحث کیجیے -

(ب) امونیا کی ان خصوصیات پر روشنی ڈالیے جن کی بنا پر یہ بطور ریفریجرینٹ استعمال ہوتا ہے -

(ج) امونیا اور امونیم آئن کا فرق واضح کیجیے - امونیم آئن کی شناخت کس طرح کی جاتی ہے ؟

5 - 300 گرام کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ اور زائد مقدار میں لیے ہوئے امونیم کلورائیڈ کے تعامل سے کسی قدر امونیا بنے گی ؟
(**جواب** : 138 گرام تقریباً)

6 - نائٹرک ایسڈ میں نائٹروجن کی فی صد مقدار معلوم کیجیے -
(**جواب** : 2 22 فی صد)

7 - صنعتی پیمانے پر نائٹرک ایسڈ کی تیاری بیان کیجیے -
مساوات کی مدد سے بتائیے کہ کیا ہوتا ہے ؟
(ا) جب نائٹرک ایسڈ کو گرم کیا جائے -
(ب) جب نائٹرک ایسڈ کو سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے ساتھ ملایا جائے -
(ج) کاپر کو مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جائے -
(د) فاسفورس کو مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جائے -
(ہ) مرتکز ہائیڈرو کلورک ایسڈ کو مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جائے -
(و) امونیا گیس کو ہلکے نائٹرک ایسڈ میں سے گزارا جائے -

8 - (ا) نائٹرک ایسڈ کے تیزابی اور تکسیدی خواص کو بالتفصیل کیمیائی مساوات کی مدد سے بیان کیجیے -
(ب) ماء الملوک (آب سلطانی) کیا ہے ؟ یہ سونے اور پلاٹینم سے کسی طرح تعامل کرتا ہے ؟ کیمائی مساواتوں سے واضح کیجیے -
(ج) نائٹریٹ کی شناخت کے لیے براؤن رنگ ٹسٹ تحریر کیجیے - نائٹریٹ کا رسوب حاصل کر کے ان کی شناخت کیوں نہیں کی جا سکتی ہے ؟

9 - فاسفورس کو صنعتی پیمانے پر کس طرح تیار کیا جاتا ہے ؟ سفید اور سرخ فاسفورس کے خواص کا موازنہ کیجیے اور فرق کی وجہ بتائیے - دونوں قسموں کے استعمال لکھیے -

10 - نائٹروجن اور فاسفورس کے الیکٹرانوں کی ترتیب لکھیے - دونوں میں مشابہت کی وجوہ بیان کیجیے -

چھٹا باب

کاربن
CARBON

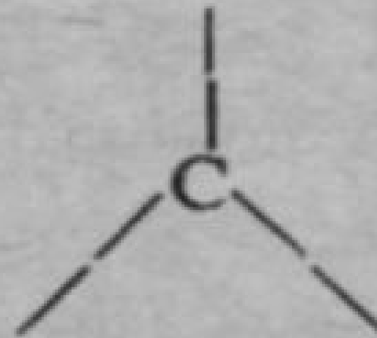
6.1 وقوع

دنیا میں ہائیڈروجن کے بعد سب سے زیادہ مرکبات کاربن کے ہیں۔ کاربن ایک ایسا عنصر ہے جو تمام نامیاتی مرکبات کا لازمی جزو ہے۔ کاربن نباتات اور حیوانات میں پائے جانے والے مادوں کا اہم حصہ ہے۔ نباتات کاربن کو کاربن ڈائی آکسائیڈ کی صورت میں ہوا سے حاصل کرکے پیچیدہ مرکبات مثلاً نشاستہ (Carbohydartes) اور پروٹینز وغیرہ میں تبدیل کرتے ہیں۔ حیوانات کی زندگی کا دار و مدار زیادہ تر کاربن کے ان ہی مرکبات پر ہے۔ کاربن نامیاتی مرکبات کے علاوہ بعض غیر نامیاتی مرکبات مثلاً دھاتی کاربونیٹوں میں بھی پایا جاتا ہے۔

قشرارض (Eart 'Crusts) میں کاربن کی مقدار 0·04% ہے۔ آزاد حالت میں کاربن پتھر کے کوئلے، ہیرے اور گریفائیٹ کی شکل میں بھی پایا جاتا ہے۔

6 2 کاربن کے خواص

طبعی خواص کے اعتبار سے کاربن کی مختلف النوع شکلیں ہیں۔ مثلاً ہیرا، گریفائیٹ، معدنی کوئلہ، لکڑی کا کوئلہ، کاجل اور گیس کاربن وغیرہ۔

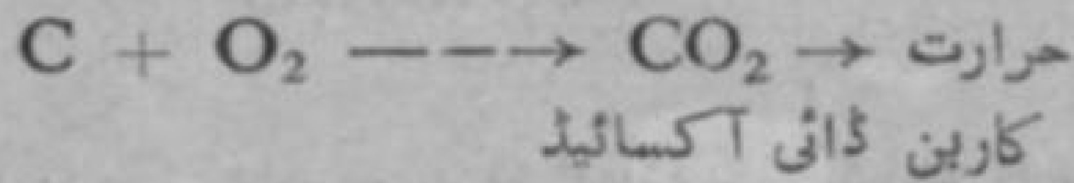


شکل 1—6 : کاربن ایٹم کے ویلنسی بانڈز

کاربن چوتھے گروپ میں واقع ہے۔ اس کی ویلنسی 4 ہے اور اس کے چاروں ویلنسی بانڈز ایک چار سطحی شکل (Tetrahedron) کے کونوں کی طرف واقع ہوتے ہیں۔

کیمیائی خواص

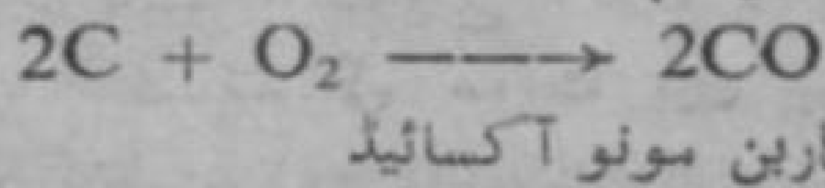
کاربن عام ٹمپریچر پر نسبتاً کم عامل ہے لیکن زیادہ ٹمپریچر پر بعض دھاتوں ' آکسیجن , سلفر , فلورین اور یہاں تک کہ ہائیڈروجن تک سے تعامل کرتا ہے۔ مثلاً آکسیجن کے ساتھ عام حالات میں کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتا ہے۔



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 \rightarrow \text{حرارت}$$

کاربن ڈائی آکسائیڈ

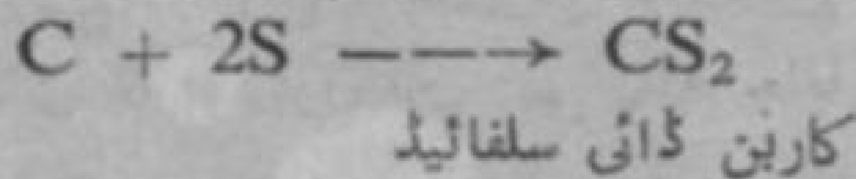
لیکن آکسیجن کی مقدار محددو ہونے کی صورت میں کاربن مونو آکسائیڈ بنتی ہے۔



$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

کاربن مونو آکسائیڈ

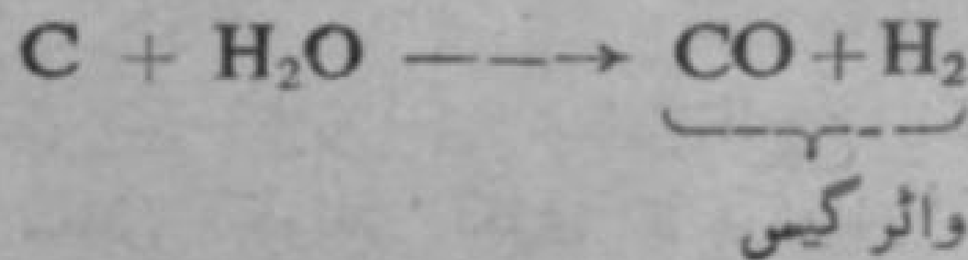
جب گندھک کے بخارات گرم کاربن (کوک) پر سے گزارے جاتے ہیں تو کاربن ڈائی سلفائیڈ بنتی ہے۔



$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

کاربن ڈائی سلفائیڈ

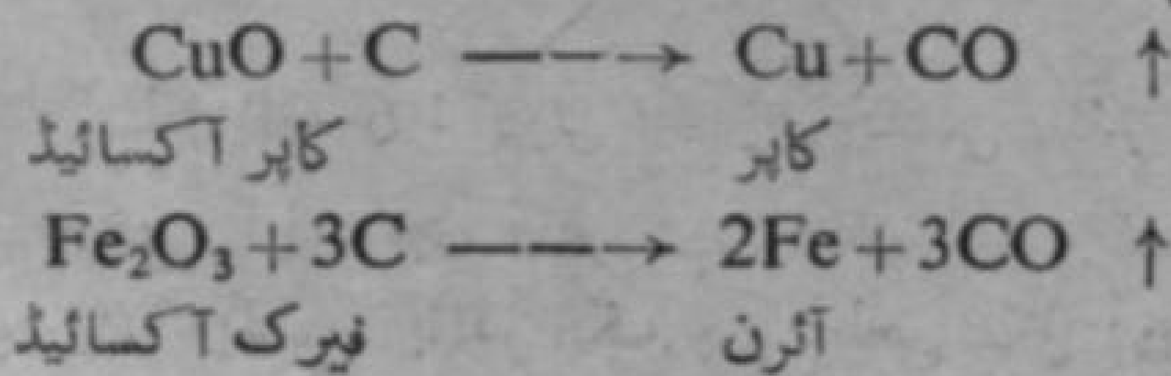
جب بھاپ کو دہکتے ہوئے کوئلوں پر سے گزارا جاتا ہے تو واٹر گیس $(CO + H_2)$ بنتی ہے۔ یہ گیس بطور ایندھن کے استعمال ہوتی ہے۔



$$C + H_2O \longrightarrow \underbrace{CO + H_2}$$

واٹر گیس

کاربن ایک زبردست تخفیفی عامل ہے یعنی اس کی آسانی سے تکسید ہو سکتی ہے جیسا. کہ اس کے آکسیجن کے ساتھ عمل سے ظاہر ہے۔ اس کی وجہ سے یہ دھاتی آکسائیڈوں کی آکسیجن نکال کر ان کی تخفیف کر دیتا ہے۔



$$CuO + C \longrightarrow Cu + CO \uparrow$$

کاپر آکسائیڈ — کاپر

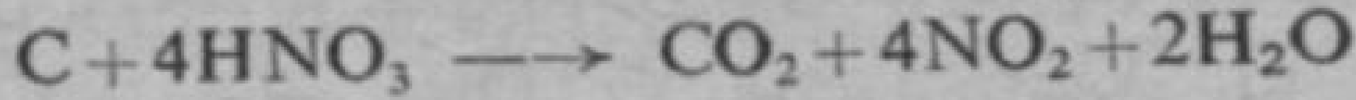
$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO \uparrow$$

فیرک آکسائیڈ — آئرن

یہ دھاتی آکسائیڈ دراصل زمین میں پائے جانے والے کچھ دھات (Ores) کی شکل میں ہوتے ہیں جن کو کاربن کے ذریعے دھاتوں میں تبدیل کیا جاتا ہے۔

اس عنصر کی اہم کیمیائی خاصیت کاربن کے ایٹموں کا ایک دوسرے سے کوویلنٹ بانڈ (Covalent Bond) کے ذریعے مل کر زنجیری یا حلقے والے مرکبات بناتا ہے۔ کاربن کے بے شمار مرکبات کی موجودگی اسی خاصیت کی بنا پر ہے۔

نائٹرک ایسڈ کے ساتھ عمل کرکے کاربن کی تکسید ہو جاتی ہے۔ اور نائٹرک ایسڈ کی تخفیف

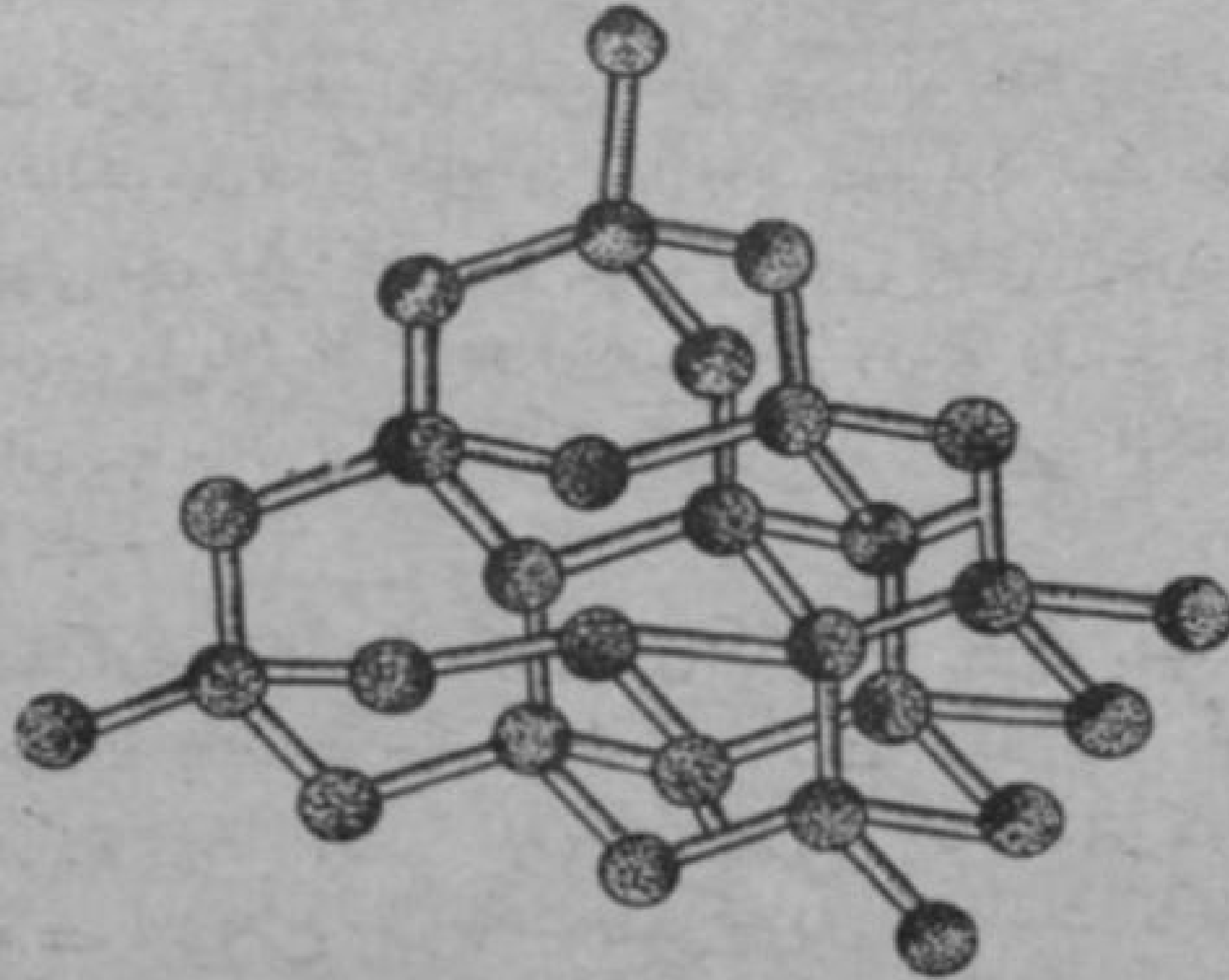


$$C + 4HNO_3 \longrightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

6.3 ہیرا

ہیرا کاربن کی ایک قلمی شکل ہے جو کہ دنیا کے کئی حصوں مثلاً جنوبی افریقہ، برازیل اور ہندوستان میں پائی جاتی ہے۔ ہیرے کی تخلیق کے دو مختلف نظریے ہیں۔ ایک کی رو سے کارخانہ قدرت میں پگھلا ہوا کاربن بے پناہ دباؤ کے باعث قلماؤ کے ذریعے ہیرے کی صورت اختیار کر لیتا ہے۔ دوسرا خیال یہ ہے کہ کاربن پگھلے ہوئے لوہے میں حل ہو جاتا ہے۔ اور اس لوہے کے سرد ہونے پر کاربن قلما جاتا ہے اور ہیرے کی شکل اختیار کر جاتا ہے۔

ہیرا کاربن کی قلمی شکل ہے۔ اس کی کثافت اضافی (Specific Gravity)



شکل 2—6 : ہیرے کی قلمی ساخت

3·5 اور انعطاف نما (Refractive Index) 2·4 ہے۔ کیمیائی طور پر ہیرا غیر عامل ہے۔ لیکن اگر اس کو بلند درجۂ حرارت پر ہوا میں گرم کیا جائے تو یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ (CO_2) میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

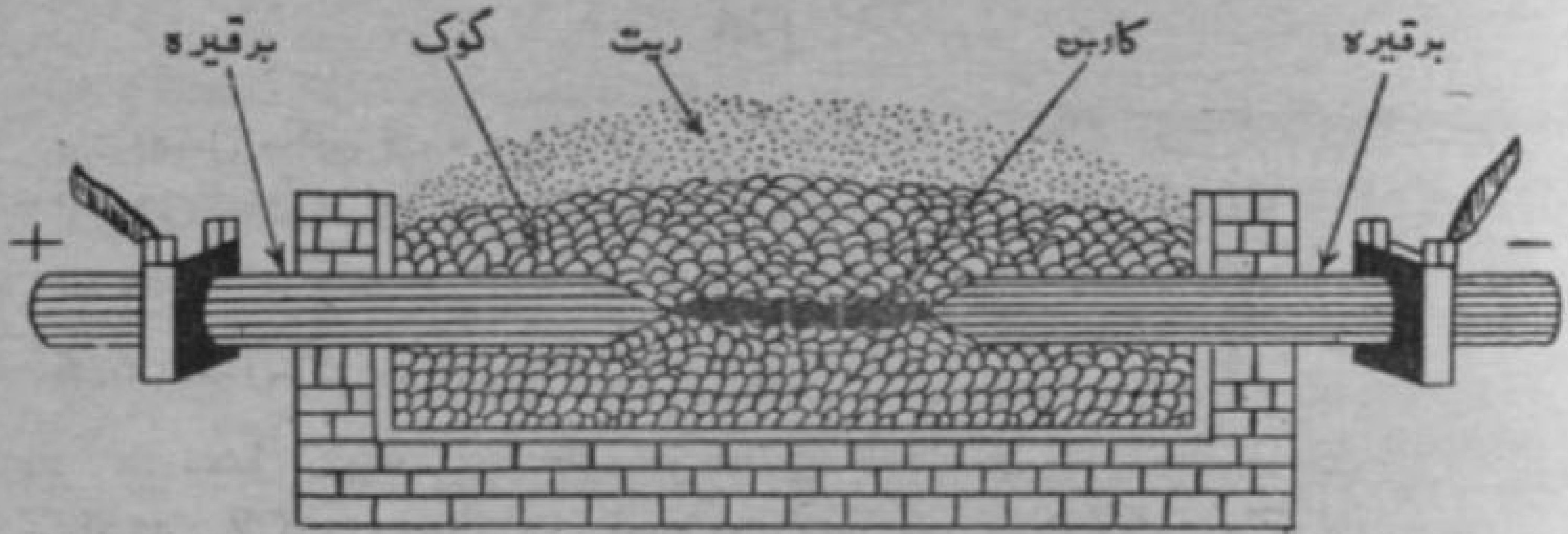
ہیرے کا شمار دنیا کی سخت ترین چیزوں میں ہوتا ہے۔ اس لیے اس کو شیشہ کاٹنے اور اس قسم کے دوسرے کاموں کے لیے استعمال کرتے ہیں۔ سخت ہونے کی وجہ سے اس کو تار پذیر دھاتوں کے باریک تار بنانے کے لیے سانچے (Die) کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ ہیرے کی یہ سختی اس کی قلمی ساخت کی وجہ سے ہے۔

ہیرے میں کاربن کے ایٹم کے چاروں ویلنس الیکٹران ایک چہار سطحی (Tetrahedron) شکل کے کونوں کی اطراف میں ہوتے ہیں۔ ہیرے میں تمام کاربن ایٹم تین العباد (Three Dimensions) میں ایک دوسرے کے چاروں طرف کوویلیٹ بانڈ سے مضبوطی سے جکڑے ہوتے ہیں جیسا کہ شکل 2—6 میں دکھایا گیا ہے۔

6.4 گریفائیٹ (GRAPHITE)

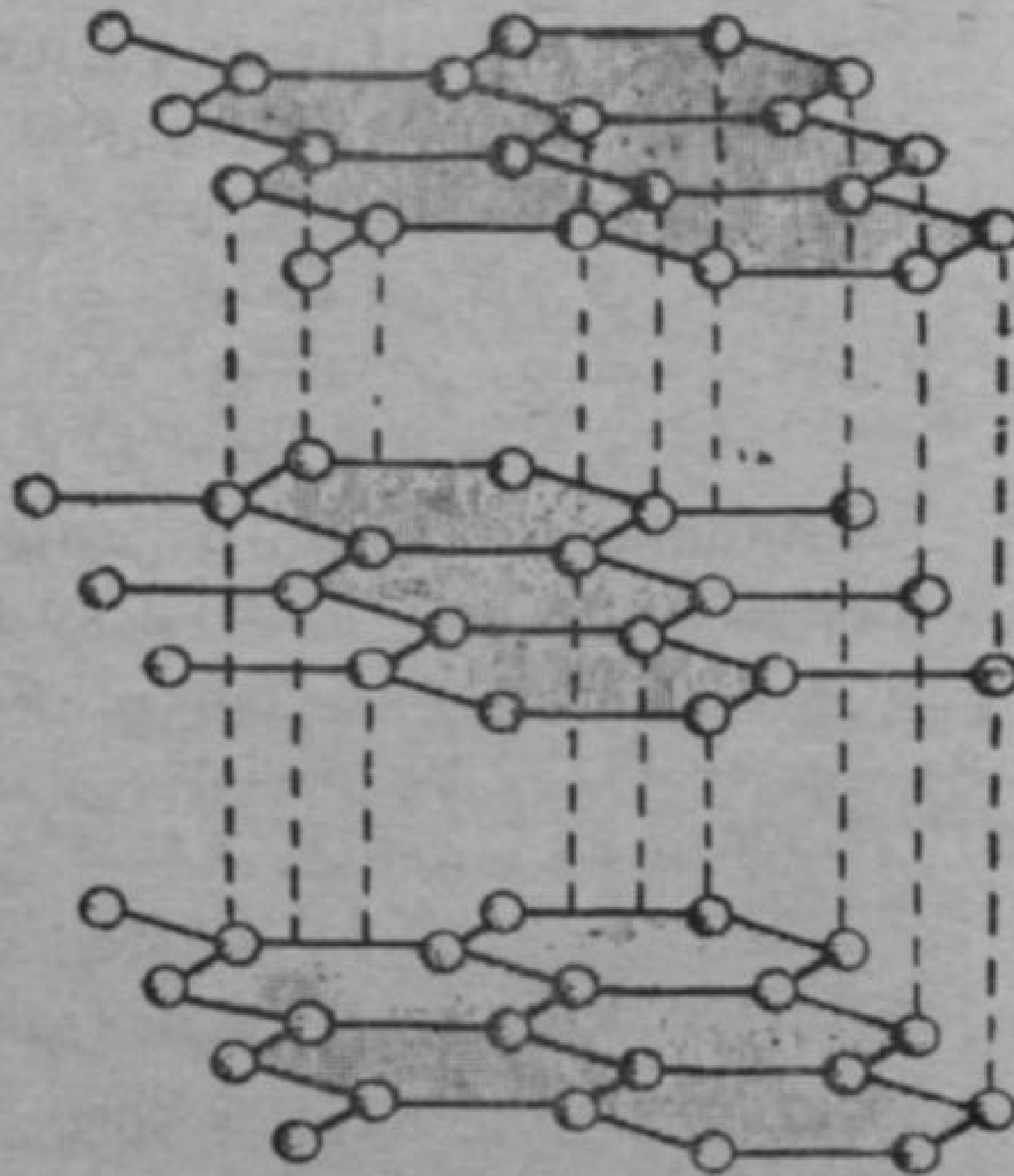
گریفائیٹ کاربن کی دوسری قلمی شکل ہے۔ یہ لنکا، مڈغاسکر اور بعض دوسرے ممالک میں قدرتی طور پر پایا جاتا ہے۔ گریفائیٹ صنعتی پیمانے پر ایک برق بھٹی میں تیار کیا جاتا ہے۔ یہ بھٹی آتشی اینٹوں سے بنائی جاتی ہے اور اس میں گریفائیٹ کے دو برقیرے لگے ہوتے ہیں۔ جن میں سے بجلی گزاری جاتی ہے۔ ان برقیروں کو کاربن کے ذریعے ایک دوسرے سے ملایا جاتا ہے۔

بھٹی میں کوک، جو کہ کاربن ہی کی ایک شکل ہے، بھر کر ریت سے ڈھانپ دیا جاتا ہے۔ برقیروں کے ذریعے برق رو گزارنے سے بہت زیادہ حرارت پیدا ہوتی ہے۔ اس درجۂ حرارت پر کاربن کے ایٹم ایک دوسرے سے اس طرح مل جاتے ہیں کہ وہ گریفائیٹ کا قلمی ڈھانچہ بنا لیتے ہیں۔ گریفائیٹ میں ایٹموں کی ایک دوسرے سے ترتیب، ہیرے میں ایٹموں کی ترتیب سے مختلف ہوتی ہے۔ گریفائیٹ کی قلم میں کاربن



شکل 3-6: گریفائیٹ تیار کرنے کی بھٹی

کے ایٹم مسدس نما حلقوں میں ایک دوسرے سے اس طرح ملے ہوتے ہیں کہ ہر ایک ایٹم تین ایٹموں سے کیمیائی بانڈوں کے ذریعے جڑا ہوتا ہے اور اس کا چوتھا کیمیائی بانڈ نسبتاً کم مضبوطی سے دوسری سطح کے کاربن ایٹم سے ملا ہوتا ہے۔ ایٹموں کے اس طرح ملنے سے مستوی سطحیں بن جاتی ہیں۔ گریفائیٹ کے قلم میں ایسی تہیں برائے نام کشش سے ایک دوسرے کے اوپر رکھی ہوتی ہیں اس لیے یہ تہیں ایک دوسرے پر آسانی



شکل 4-6: گریمائیٹ کی قلمی ساخت

سے پھسل سکتی ہیں - یہی وجہ ہے کہ گریفائیٹ ملائم اور نرم ہوتا ہے اور اس خاصیت کی بنا پر مشینوں میں بطور چکنائی استعمال کیا جاتا ہے - یہ پنسل کے سکے اور برقیرے بنانے کے کام بھی آتا ہے -

6.5 معدنی کوئلہ (COAL)

معدنی کوئلہ قدرتی طور پر نباتاتی مادوں سے بنتا ہے - یہ نباتاتی مادے لاکھوں سال قبل زمین میں دب گئے تھے - زیادہ دباؤ اور گرمی سے یہ آہستہ آہستہ تحلیل ہو کر معدنی کوئلے کی صورت اختیار کر گئے - پاکستان میں کوئلہ بلوچستان ، مکڑوال اور سلہٹ میں ملتا ہے - معدنی کوئلے کی مندرجہ ذیل چار مشہور قسمیں ہیں :

(i) پیٹ (Peat)

یہ قسم نباتاتی مادے سے تحلیل شدہ کاربن کا پہلا مرحلہ ہے - اس کوئلے میں کاربن کی مقدار کم ہوتی ہے -

(ii) لگنائیٹ (Lignite)

یہ قسم نباتاتی مادے سے تحلیل شدہ کاربن کے دوسرے مرحلے کو ظاہر کرتی ہے - اس کا رنگ بھورا ہوتا ہے - یہ کوئلہ مسامدار اور ریشے دار ہوتا ہے - اس میں بھی کاربن کی مقدار کم ہوتی ہے - اس وجہ سے یہ ایک اچھا ایندھن نہیں ہے - یہ بعض ممالک میں مصنوعی پٹرول بنانے کے لیے استعمال ہوتا ہے -

(iii) بٹومینس کول (Bituminous Coal)

یہ چمکدار سیاہ رنگ کا کوئلہ ہوتا ہے جو نباتاتی مادے کی تحلیل کی آخری شکل ہے - اس میں تقریباً 80% کاربن ہوتا ہے - یہ آسانی سے جلتا ہے ، اس لیے یہ زیادہ تر جلانے کے کام آتا ہے - جلانے کے علاوہ اس کی تخریبی کشید کر کے اس سے بہت سے کارآمد مرکبات حاصل کیے جاتے ہیں جن کا بیان آگے آئے گا -

(iv) انتھرا سائیٹ (Anthracite)

اس میں 90% کاربن ہوتا ہے اور یہ بٹومینس کی نسبت جلانے کے لیے کم استعمال ہوتا ہے -

6 6 کوئلے کی تخریبی کشید
(DESTRUCTIVE DISTILLATION OF COAL)

جیسا کہ اوپر بیان کیا جا چکا ہے کوئلہ نہ صرف جلانے کے کام آتا ہے بلکہ اس کی تخریبی کشید کرکے اس سے کارآمد مرکبات بھی حاصل کیے جاتے ہیں جو مختلف صنعتوں اور دوسرے کاموں میں استعمال ہوتے ہیں - کوئلے کی تخریبی کشید سے مندرجہ ذیل مرکبات حاصل ہوتے ہیں :

(i) کول گیس میتھین (CH_4) ، ہائیڈروجن (H_2) ، کاربن مونو آکسائیڈ (CO) اور ایتھلین (C_2H_4) وغیرہ کا آمیزہ ہوتی ہے - کول گیس جلنے والی گیس ہے -

(ii) آبی محلول ، جس میں امونیا (NH_3) ، امونیم سلفائیڈ $(NH_4)_2S$ اور امونیا کے دوسرے مرکبات ہوتے ہیں -

(iii) کولتار (Coaltar) ، جو گاڑھا سیاہ مادہ ہوتا ہے اور مختلف ہائیڈرو کاربن (Hydrocarbon) اور فینول (Phenols) وغیرہ کا آمیزہ ہوتا ہے - اس سے تقریباً 200 مرکبات شناخت کیے گئے ہیں جن میں سے مندرجہ ذیل مرکبات جو کہ صنعتی اعتبار سے ضروری ہیں خاص طور پر بذریعہ کشید حاصل کیے جاتے ہیں -

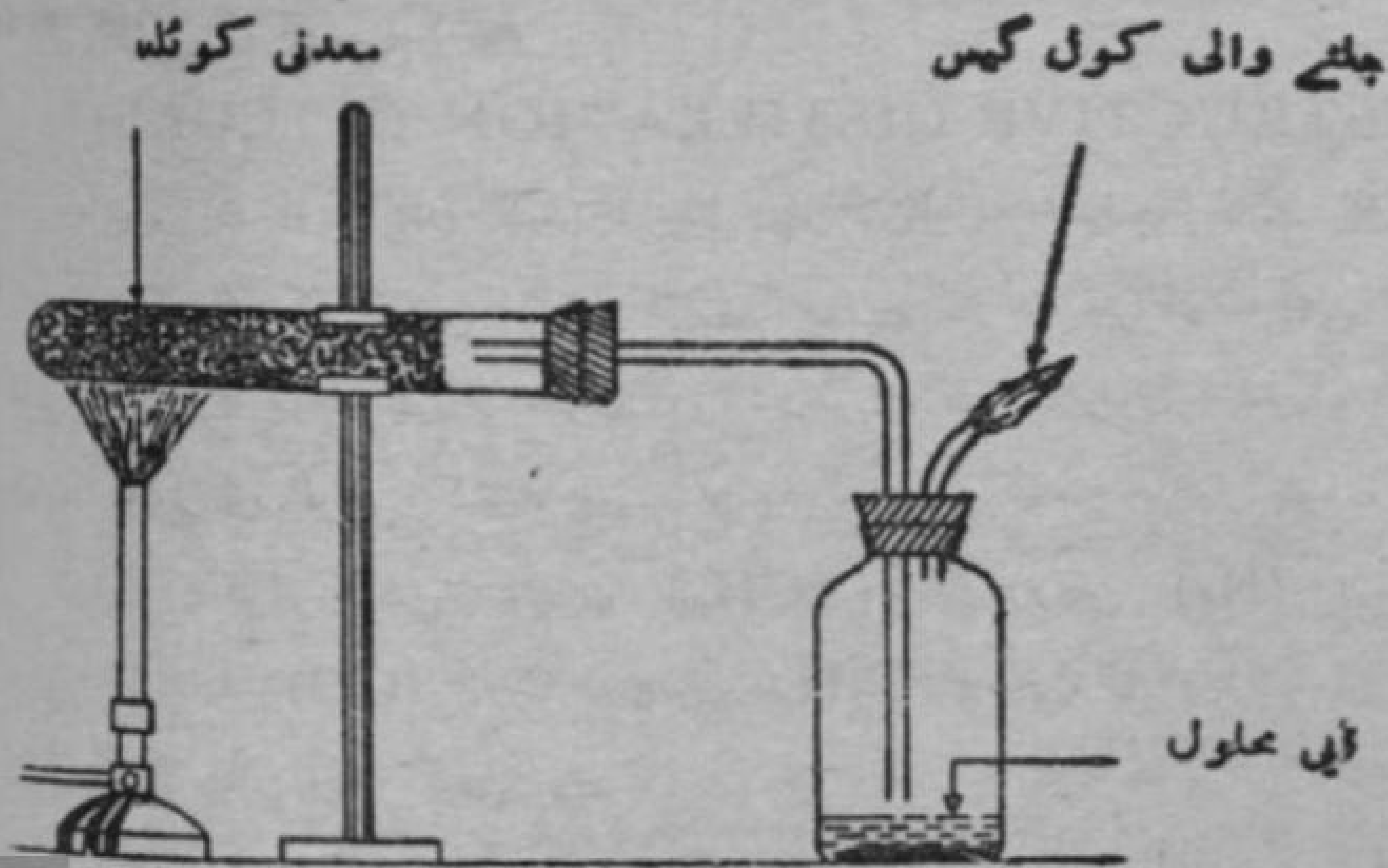
1 - بنزین (Benzene) اور اس کے دوسرے ماخوذے (Derivatives) یعنی ٹالوئین (Toluene) اور زائیلین (Xylene) -

2 - فینول (Phenols) -

3 - نیفتھلین (Nephthalene) -

4 - انتھرا سین (Anthracene) -

5 - پچ (Pitch) -



شکل 5—6 : کوئلے کی تخریبی کشید

(iv) غیر طیران پذیر ثقل جسے کوک (Coke) کہتے ہیں کشید کرنے والے برتن یا ریٹارٹ میں باقی رہ جاتا ہے۔

6.7 پاکستان میں معدنی کوئلے کی پیداوار

پاکستان میں کوئلہ کوئٹہ، قلات اور مکڑوال میں ملتا ہے۔ یہ کوئلہ پیٹ (Peat) کی قسم سے تعلق رکھتا ہے۔ گندھک کی آمیزش اسے ریل کے انجنوں اور دیگر مشینری میں استعمال کے ناقابل بنا دیتی ہے کیونکہ اس کے جلنے سے سلفر ڈائی آکسائیڈ (SO_2) بنتی ہے جو لوہے کو آہستہ آہستہ کھا جاتی ہے۔ اس لیے یہ ملکی کوئلہ اینٹوں کے بھٹوں اور اس قسم کے معمولی کاموں میں استعمال کیا جاتا ہے۔

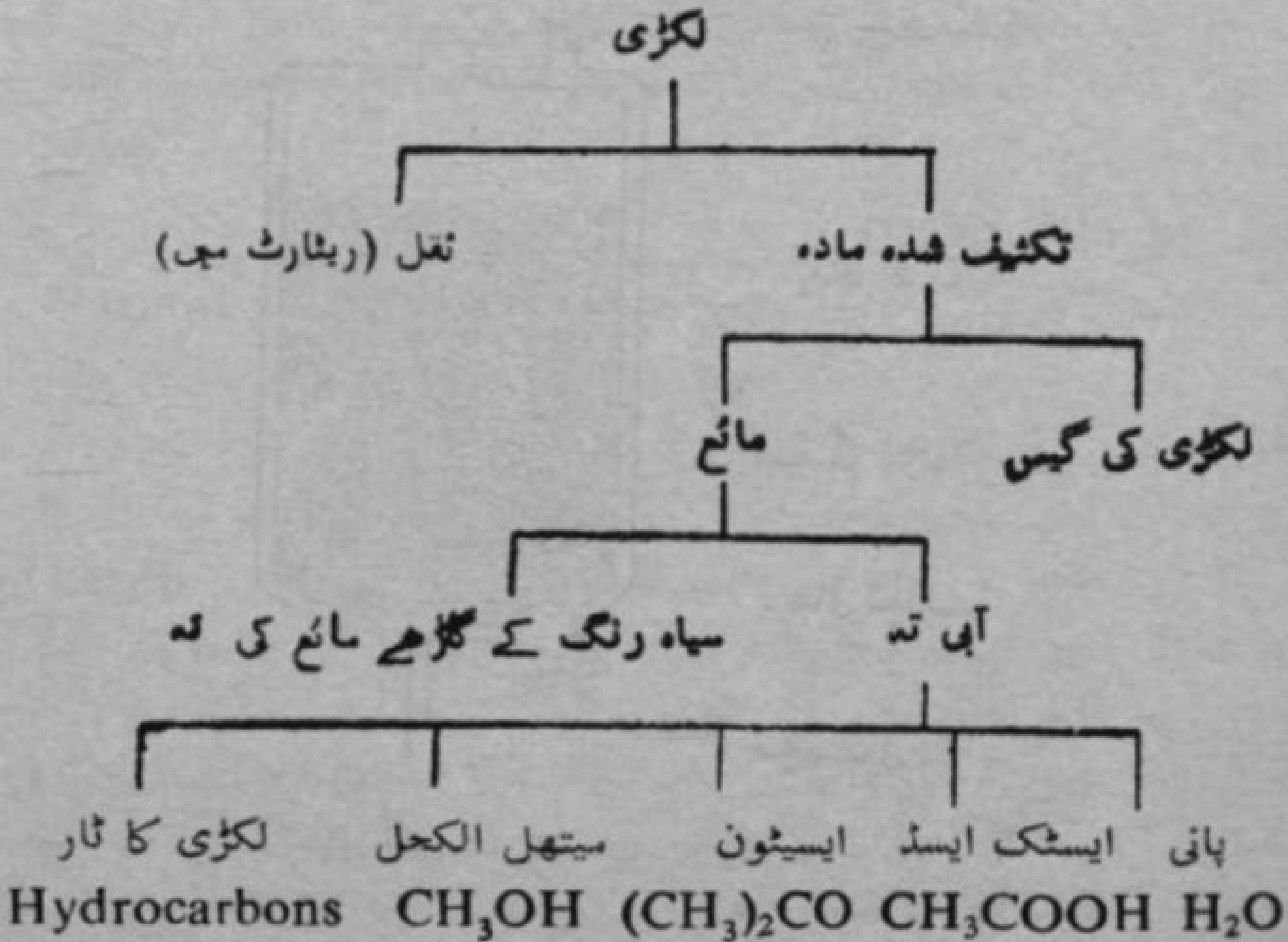
ملک میں کوئلے کی کل پیداوار تقریباً پندرہ لاکھ ٹن سالانہ ہے۔

6.8 لکڑی کا کوئلہ (WOOD CHARCOAL)

لکڑی کا کوئلہ، لکڑی کو ہوا کی غیر موجودگی میں گرم کرنے سے حاصل ہوتا ہے۔ اس عمل کو لکڑی کی تخریبی کشید (Destructive Distillation) کہتے ہیں۔ لکڑی، کاربن، ہائیڈروجن اور آکسیجن کے مرکبات کا آمیزہ ہے۔ تخریبی کشید لکڑی

کو اس کے سادہ اجزاء میں تبدیل کر دیتی ہے جس میں سے ایک جزو لکڑی کا کوئلہ ہے جو ریٹارٹ میں ثقل کے طور پر رہ جاتا ہے۔ تکثیف شدہ مادہ دو قسم کے اجزاء پر مشتمل ہوتا ہے۔ ایک گیس جسے لکڑی کی گیس (Wood Gas) کہتے ہیں اور دوسرا مائع۔ یہ مائع دو تہوں میں جمع ہو جاتا ہے ایک آبی تہ اور دوسری کالے رنگ کی گاڑھے مادہ کی تہ۔ آبی تہ میں زیادہ تر پانی ، ایسٹک ایسڈ (Acetic Acid) ، ایسیٹون (Acetone) اور میتھل الکحل (Methyl Alcohol) ہوتی ہے۔ کالے رنگ والی تہ میں لکڑی کا ٹار (Wood tar) ہوتا ہے۔ یہ ٹار لکڑی کو دیمک سے بچانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

لکڑی کی گیس (Wood Gas) مختلف گیسوں کا آمیزہ ہے۔ اس میں ہائیڈروجن (H_2) ، کاربن مانو آکسائیڈ (CO) ، کاربن ڈائی آکسائیڈ (CO_2) ، میتھین (CH_4) اور ایسٹلین (C_2H_2) گیسیں ہوتی ہیں۔ لکڑی کی گیس جلانے کے کام آتی ہے۔

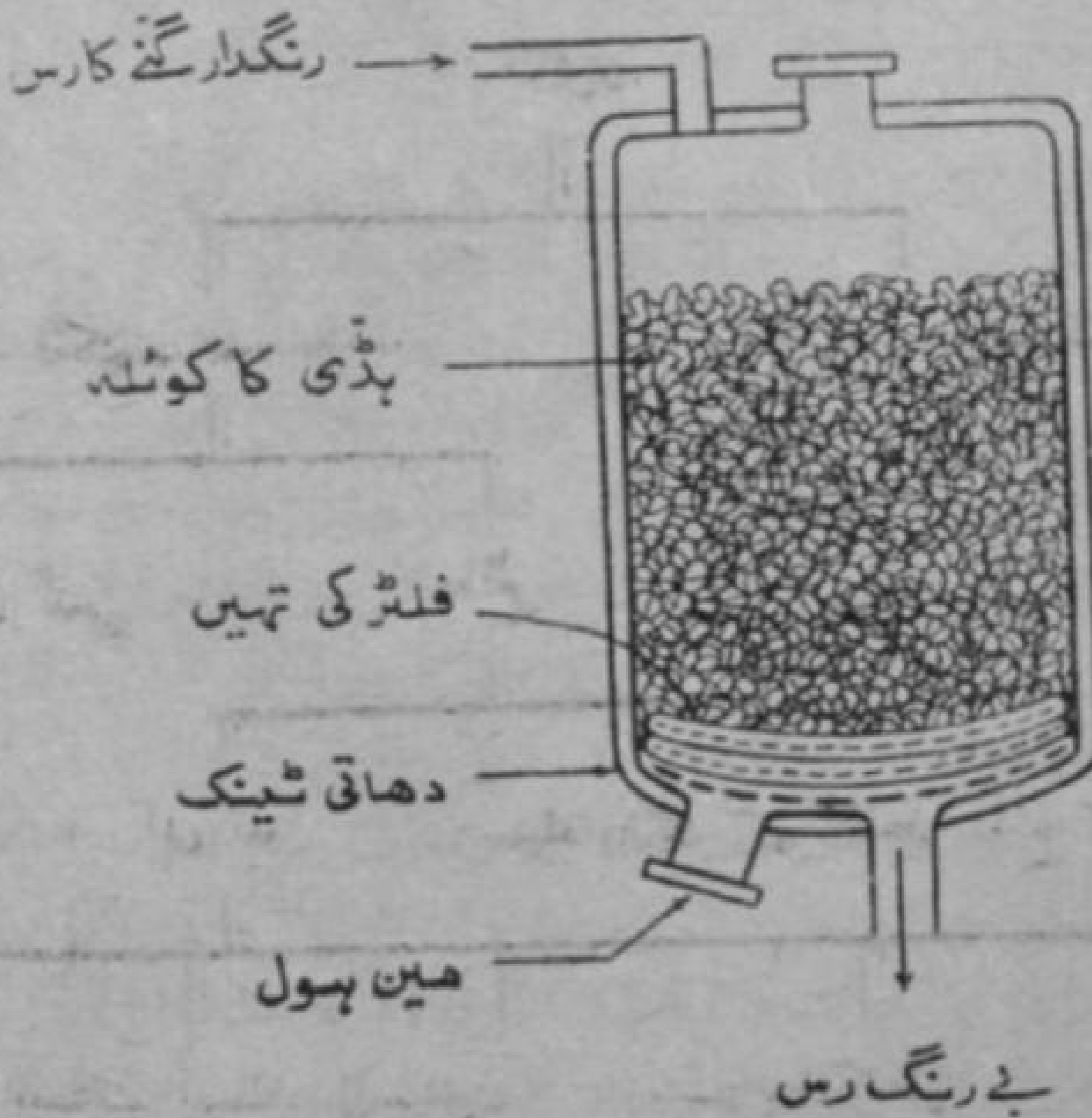


شکل 6—6 : لکڑی کی تخریبی کشید

6.9 عامل کوئلہ

کوئلے میں گیسوں کو اپنی سطح پر جذب کرنے کی قوت سب سے زیادہ پائی جاتی ہے اور اس کی یہ طاقت کوئلے کو ہوا کی موجودگی میں گرم کرنے سے بڑھائی جاتی ہے۔ ہوا کی آکسیجن کوئلے کے مساموں میں جمع شدہ نامیاتی مادے کی تکسید کرکے انھیں ختم کر دیتی ہے۔ اس طرح مسام خالی ہو جاتے ہیں۔ اس عمل کو کوئلے کا عامل بننا (Activation of Charcoal) کہتے ہیں اور اس قسم کے کوئلے کو عاملایا کوئلہ (Activated Charcoal) یا عامل کوئلہ کہتے ہیں۔ عامل کوئلے کو زہریلی گیس جذب کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ کوئلے کی کانوں میں کام کرنے والے مزدور کاربن مانو آکسائیڈ (CO) گیس سے بچنے کے لیے اسے گیس ماسک میں استعمال کرتے ہیں۔ عامل کوئلہ بدبو دار پانی سے بدبو دور کرنے کے لیے بھی استعمال کیا جاتا ہے۔

کوئلے کے ذریعے رنگ دور کرنا



شکل 7-6: ہڈی کے کوئلے سے رس کا رنگ کاٹنا

کوئلے کے ذریعے محلولوں میں سے حل شدہ چیزیں اور رنگ وغیرہ دور کیے جاتے ہیں - اگر لٹمس کا محلول عامل کوئلے کے ساتھ گرم کیا جائے تو کوئلہ اس کا رنگ جذب کر لے گا اور باقی شفاف مائع رہ جائے گا -

کاربن کا رنگ کاٹ عمل (Decolourizing Action) چینی کی صنعت میں عام طور پر استعمال ہوتا ہے - اس میں لکڑی کے کوئلے کی بجائے ہڈی کا کوئلہ استعمال ہوتا ہے جو ہڈی کی تخریبی کشید سے حاصل کیا جاتا ہے - ہڈی کے کوئلے میں بے حد مسامدار ڈھانچہ رنگ وغیرہ جذب کرنے کے لیے بن جاتا ہے - چینی کی صنعت میں بھورے رنگ کے گنے کا رس ہڈی کے کوئلے میں سے گزارا جاتا ہے جس سے اس کا رنگ کٹ جاتا ہے -

کوک (Coke)

کوک معدنی کوئلے کی ایک اہم قسم ہے - یہ معدنی کوئلے کی تخریبی کشید سے حاصل کیا جاتا ہے - یہ جلانے اور دھاتوں کی تخلیص کے کام آتا ہے -

کاجل (Lamp Black)

کاجل کاربن کی کافی خالص قسم ہے - یہ قدرتی گیس (Natural gas) کو آکسیجن کی محدود موجودگی میں جلانے سے حاصل ہوتا ہے - قدرتی گیس کے اس قسم کے احتراق سے ایک شعلہ پیدا ہوتا ہے ، جس کے دھوئیں کو کسی ٹھنڈی دھاتی چادر سے ٹکرایا جاتا ہے - اس کے ٹکراؤ سے دھات پر کالک جم جاتی ہے - اس کالک کو کاجل (Lamp Black) کہتے ہیں - کاجل تارپین کے تیل یا پٹرول کو جلانے سے بھی حاصل کیا جاتا ہے -

کاجل ربڑ کے ٹائر بنانے اور چھاپے خانے کی سیاہی تیار کرنے کے کام آتا ہے - کاجل کی آمیزش سے ربڑ مضبوط پائیدار ہو جاتا ہے - اس لیے زیادہ تر کاجل ربڑ سازی میں استعمال ہوتا ہے - اس کے علاوہ کاجل سے رنگ اور پالش وغیرہ بھی بنائے جاتے ہیں -

شکر کا کوئلہ

شکر یا چینی ($C_{12}H_{22}O_{11}$) کاربن ، ہائیڈروجن اور آکسیجن کا مرکب ہے جس میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کی مقدار پانی کی نسبت سے مطابقت رکھتی ہے ۔ جب چینی کو ہوا کی غیر موجودگی میں گرم کیا جاتا ہے تو ہائیڈروجن اور آکسیجن پانی کی صورت میں خارج ہو جاتی ہیں اور شکر کا کوئلہ باقی رہ جاتا ہے جو خالص کاربن ہوتا ہے ۔

بارود (Gun Powder)

کوئلہ بارود کا ایک لازمی جز ہے ۔ بارود ، کوئلے ، پوٹاشیم نائٹریٹ (KNO_3) اور سلفر (S) کا آمیزہ ہے ۔ اس کے جلنے سے سخت دھماکے کے ساتھ حرارت اور گیسیں پیدا ہوتی ہیں ۔ اس حرارت کی وجہ سے پیدا شدہ گیسوں کا حجم بہت بڑھ جاتا ہے جس سے پھٹنے کی قوت پیدا ہوتی ہے ۔ اس قوت کو دھماکو قوت (Explosive Force) کہتے ہیں ۔

بارود کے احتراق کے لیے آکسیجن پوٹاشیم نائٹریٹ سے نکلتی ہے اور یہ آکسیجن کاربن کے ساتھ مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے ۔ اسی طرح گندھک سے سلفر ڈائی آکسائیڈ (SO_2) بنتی ہے ۔ چونکہ یہ تعاملات حرارت زا (Exothermic) ہیں ، اس لیے ان کی حرارت سے پیدا شدہ گیسیں پھیل جاتی ہیں جس سے دھماکو قوت پیدا ہوتی ہے ۔

بارود کا استعمال فوجی اعتبار سے کم ہو رہا ہے کیونکہ بارودی گولہ دور مار نہیں ہوتا اور اس کے جلنے سے دھواں پیدا ہوتا ہے جس سے دشمن کو توپ خانے کا پتہ چل جاتا ہے ۔ تاہم بارود کان کنی اور اس قسم کے دوسرے کاموں میں استعمال ہوتا ہے ۔

6.10 کاربائیڈ (CARBIDE)

دھاتوں اور کاربن کے کیمیائی ملاپ سے بننے والے مرکبات کو ان دھاتوں کے کاربائیڈ کہتے ہیں ۔ ان میں کیلشیم کاربائیڈ **(Calcium Carbide)** اور سلیکان کاربائیڈ (Silicon Carbide) بہت اہم ہیں ۔ کیلشیم کاربائیڈ کیلشیم آکسائیڈ (CaO) اور کوک

شکر کا کوئلہ

شکر یا چینی ($C_{12}H_{22}O_{11}$) کاربن ، ہائیڈروجن اور آکسیجن کا مرکب ہے جس میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کی مقدار پانی کی نسبت سے مطابقت رکھتی ہے ۔ جب چینی کو ہوا کی غیر موجودگی میں گرم کیا جاتا ہے تو ہائیڈروجن اور آکسیجن پانی کی صورت میں خارج ہو جاتی ہیں اور شکر کا کوئلہ باقی رہ جاتا ہے جو خالص کاربن ہوتا ہے ۔

بارود (Gun Powder)

کوئلہ بارود کا ایک لازمی جز ہے ۔ بارود ، کوئلے ، پوٹاشیم نائٹریٹ (KNO_3) اور سلفر (S) کا آمیزہ ہے ۔ اس کے جلنے سے سخت دھماکے کے ساتھ حرارت اور گیسیں پیدا ہوتی ہیں ۔ اس حرارت کی وجہ سے پیدا شدہ گیسوں کا حجم بہت بڑھ جاتا ہے جس سے پھٹنے کی قوت پیدا ہوتی ہے ۔ اس قوت کو دھماکو قوت (Explosive Force) کہتے ہیں ۔

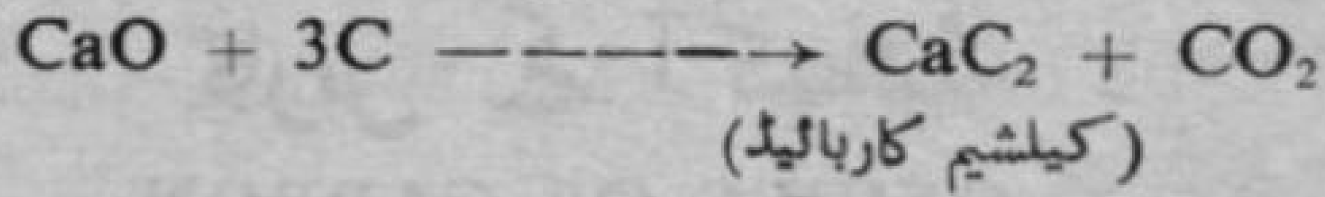
بارود کے احتراق کے لیے آکسیجن پوٹاشیم نائٹریٹ سے نکلتی ہے اور یہ آکسیجن کاربن کے ساتھ مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے ۔ اسی طرح گندھک سے سلفر ڈائی آکسائیڈ (SO_2) بنتی ہے ۔ چونکہ یہ تعاملات حرارت زا (Exothermic) ہیں ، اس لیے ان کی حرارت سے پیدا شدہ گیسیں پھیل جاتی ہیں جس سے دھماکو قوت پیدا ہوتی ہے ۔

بارود کا استعمال فوجی اعتبار سے کم ہو رہا ہے کیونکہ بارودی گولہ دور مار نہیں ہوتا اور اس کے جلنے سے دھواں پیدا ہوتا ہے جس سے دشمن کو توپ خانے کا پتہ چل جاتا ہے ۔ تاہم بارود کان کنی اور اس قسم کے دوسرے کاموں میں استعمال ہوتا ہے ۔

6.10 کاربائیڈ (CARBIDE)

دھاتوں اور کاربن کے کیمیائی ملاپ سے بننے والے مرکبات کو ان دھاتوں کے کاربائیڈ کہتے ہیں ۔ ان میں کیلشیم کاربائیڈ **(Calcium Carbide)** اور سلیکان کاربائیڈ (Silicon Carbide) بہت اہم ہیں ۔ کیلشیم کاربائیڈ کیلشیم آکسائیڈ (CaO) اور کوک

کے ملاپ سے کافی درجۂ حرارت پر برق بھٹی میں بنتا ہے ۔



برق بھٹی

$$CaO + 3C \longrightarrow CaC_2 + CO_2$$

(کیلشیم کاربائیڈ)

کیلشیم کاربائیڈ ایک تعدیلی عمل ہے اور ایسیٹلین (Acetylene) بنانے کے کام آتا ہے ۔ ایسیٹلین سے بہت سے مفید کیمیائی مرکبات تیار کیے جاتے ہیں ۔ سلیکان کاربائیڈ بھی اسی طریقے سے حاصل کیا جاتا ہے ۔ اس کی تیاری کے لیے ریت اور کوک کو برق بھٹی میں گرم کرتے ہیں ۔ سلیکان کاربائیڈ ریگمال بنانے میں استعمال ہوتا ہے ۔

سوالات

1 ۔ کاربن قدرتی طور پر کن صورتوں میں پایا جاتا ہے ؟ معدنی کوئلے کے بننے کی وضاحت کیجیے ۔

2 ۔ (ا) بہروپیت سے کیا مراد ہے ؟

(ب) کاربن کی بہروپی اشکال بیان کیجیے ۔

(ج) آپ کیسے ثابت کریں گے کہ کاربن کی تمام شکلیں ایک ہی عنصر کے مختلف بہروپ ہیں ؟

3 ۔ ہیرے اور گریفائیٹ کی قلمی شکلوں میں کیا فرق ہے ؟ نیز گریفائیٹ اور ہیرے کی قلمی ساخت کی بنا پر ان کی خاصیتوں کی کیسے وضاحت کی جا سکتی ہے ؟

4 ۔ معدنی کوئلے کی تخریبی کشید پر ایک نوٹ لکھیے اور کشید سے حاصل ہونے والے مادوں کے استعمالات بتائیے ۔

5 ۔ لکڑی کا کوئلہ کیونکر بنایا جاتا ہے ؟ لکڑی کی تخریبی کشید سے کون کون سے مادے حاصل ہوتے ہیں ؟

6 ۔ عامل کوئلہ کیا ہوتا ہے ؟ عامل کوئلے کے رنگ اور زہریلی گیسیں جذب کرنے کی وضاحت کیجیے ۔

7 ۔ کاربائیڈز کیا ہوتے ہیں ؟ کیلشیم کاربائیڈ کیسے تیار کیا جاتا ہے اور یہ کس کام آتا ہے ؟

سالتواں باب

کاربن کے آکسائیڈ

(OXIDES OF CARBON)

7.1 کاربن ڈائی آکسائیڈ

وقوع

کاربن پر مشتمل کوئی بھی شے کھلی ہوا میں جلنے پر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے ۔ مثلاً لکڑی ، کوئلہ ، کاغذ اور تیل وغیرہ جلنے پر کافی مقدار میں کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا کرتے ہیں۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ ہماری زندگی میں اہم کردار ادا کرتی ہے ۔ ہوا میں 0.04 فی صد کاربن ڈائی آکسائیڈ موجود ہے جب ہم سانس لیتے ہیں تو ہوا کی آکسیجن ہمارے پھیپھڑوں کے ذریعے خون کے سرخ ذرات ہیمو گلوبین (Haemoglobin) سے مل جاتی ہے ۔ جسم کے مختلف حصوں میں یہ آکسیجن جسمانی غذا کو جلا کر کاربن ڈائی آکسائیڈ ، پانی اور حرارت پیدا کرتی ہے ۔ اس طریقے سے پیدا شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ خون کے ذریعے پھیپھڑوں میں آتی ہے جہاں سے اس کو ہم اپنے سانس کے ذریعے فضا میں چھوڑ دیتے ہیں ۔ ہم سانس کے ذریعے جو ہوا باہر نکالتے ہیں اس میں 4 فی صد کاربن ڈائی آکسائیڈ ہوتی ہے ۔ اس طرح کاربن ڈائی آکسائیڈ تمام حیوانات اور نباتات کے ایک جسمانی عمل یعنی تنفس کی پیداوار ہے ۔ صرف یہی نہیں بلکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ تمام سبز نباتات کی اہم ترین غذا بھی ہے ۔ سبز نباتات ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور جڑوں کے ذریعے زمین سے پانی حاصل کرتے ہیں اور پھر دونوں چیزوں کو ملا کر بہت اہم مرکبات مثلاً شکر ، سیلولوز ، نشاستہ اور روغنیات وغیرہ بناتے ہیں جو نہ صرف نباتات ، بلکہ تمام حیوانات کی بالواسطہ ضروری غذائیں ہیں ۔ اس لیے یہ بجا طور پر کہا جا سکتا ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ زندگی کے لیے بے حد ضروری ہے ۔

7.2 کاربن ڈائی آکسائیڈ کی تیاری

کاربن ڈائی آکسائیڈ تیار کرنے کے اہم طریقے مندرجہ ذیل ہیں :

1 - کاربن رکھنے والے کسی بھی ایندھن کو ہوا کی کافی مقدار میں جلانے سے -

2 - کاربونیٹوں اور بائی کاربونیٹوں کی تحلیل کے ذریعے -

3 - کاربونیٹوں اور بائی کاربونیٹوں پر تیزابوں کے عمل سے -

4 - عمل تنفس کے ذریعے -

5 - عمل تخمیر کے ذریعے -

1 - کاربنی مرکبات کو جلانے سے :

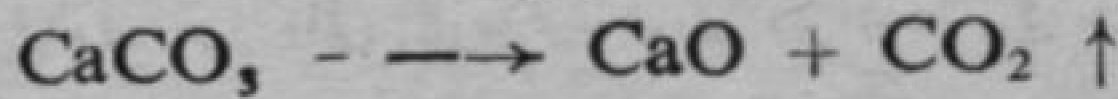
جب ایندھن مثلاً لکڑی ، کوئلہ ، تیل اور ایندھنی گیسیں وغیرہ ہوا کی کافی مقدار میں جلائی جاتی ہیں تو کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے - بھٹیوں میں نکلنے والی گیس میں 15 فی صد تک کاربن ڈائی آکسائیڈ ہوتی ہے - وسیع پیمانے پر کاربن ڈائی آکسائیڈ اینتھرے سائٹ کوئلے (Anthracite Coal) کو ہوا میں جلا کر حاصل کی جاتی ہے - ہوا کی آکسیجن ایندھن کی کاربن سے مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے - اس کیمیائی تعامل میں کافی حرارت بھی پیدا ہوتی ہے -



شکل 1-7 : آکسیجن کا ایک مالیکیول کاربن کے ایک ایٹم سے مل کر کاربن ڈائی آکسائڈ کا ایک مالیکیول بناتا ہے

2 - کاربونیٹوں کی حرارت کے ذریعے تحلیل کرنے سے :

بعض اوقات تجارتی پیمانے پر کاربن ڈائی آکسائیڈ چونے کے پتھر کو بھٹیوں میں گرم کر کے حاصل کی جاتی ہے - چونے کا پتھر غیر خالص کیلشیم کاربونیٹ ($CaCO_3$) ہوتا ہے -

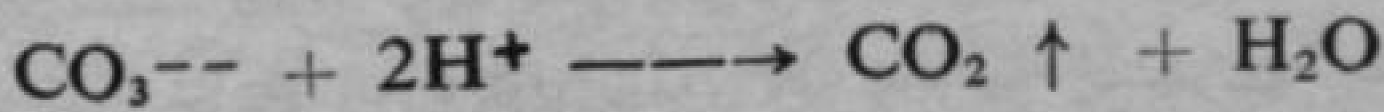


$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} CaO + CO_2 \uparrow$$

اس طرح چونے کے پتھر کو گرم کرنے سے کیلشیم آکسائیڈ یعنی ان بجھا چونا اور کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے -

3 - کاربونیٹوں اور بائی کاربونیٹوں پر تیزابوں کے عمل سے :

تقریباً تمام ہی تیزاب دھاتوں کے کاربونیٹوں اور بائی کاربونیٹوں سے تعامل کرکے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور دھاتوں کے نمکیات بناتے ہیں -

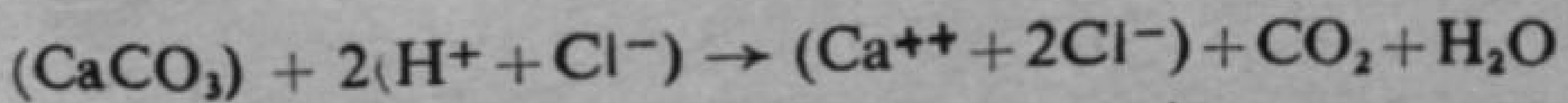


$$CO_3^{--} + 2H^+ \longrightarrow CO_2 \uparrow + H_2O$$

(آبی کاربانک ایسڈ)

کاربن ڈائی آکسائیڈ کی تجربہ گاہ میں تیاری

تجربہ گاہ میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کیلشیم کاربونیٹ پر تیزابوں کے عمل سے تیار کی جاتی ہے - سنگ مرمر تقریباً خالص کیلشیم کاربونیٹ ہوتا ہے - اس لیے عام طور پر سنگ مرمر اور ہائیڈرو کلورک ایسڈ کے تعامل سے یہ گیس تیار کی جاتی ہے -

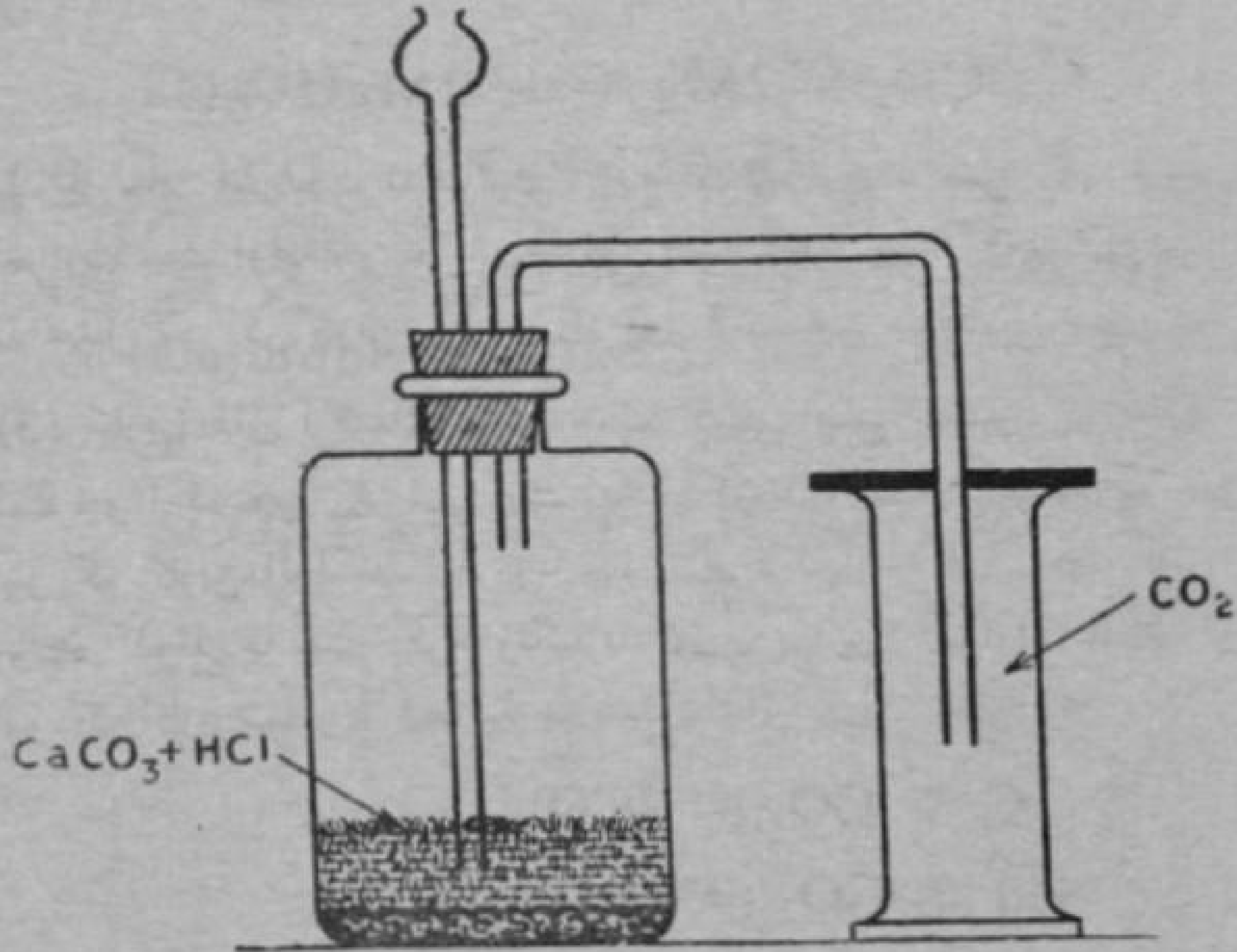


$$(CaCO_3) + 2(H^+ + Cl^-) \rightarrow (Ca^{++} + 2Cl^-) + CO_2 + H_2O$$

(کیلشیم کاربونیٹ) سنگ مرمر — ہائیڈروکلورک ایسڈ (آبی محلول میں) — کیلشیم کلورائیڈ (آبی)

تجربہ :

سامان کو شکل 2—7 کے مطابق تیار کریں - بوتل میں سنگ مرمر



شکل 2—7 تجربہ گاہ میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی تیاری

کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑے ڈالیں - قیف دار نلی کے ذریعے نمک کا ہلکا تیزاب آہستہ آہستہ ڈالیں - تیزاب ڈالتے ہی آپ بہت تیزی سے بلبلے اُٹھتے دیکھیں گے - یہ بلبلے کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ہیں - کاربن ڈائی آکسائیڈ ہوا کے اوپر وار ہٹاؤ کے طریقے سے گیس جار میں جمع کرلیں اور اس کی خصوصیات کا مطالعہ کریں -

کاربن ڈائی آکسائیڈ کے عام خواص

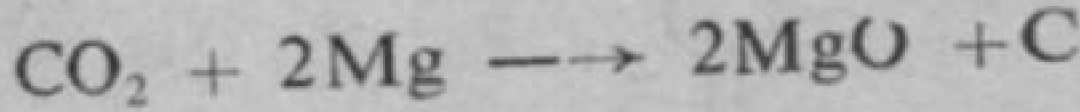
(۱) کاربن ڈائی آکسائیڈ بہت زیادہ قیام پذیر ہے - 1500° سینٹی گریڈ پر یہ صرف 0·4 فی صد بلحاظ حجم تحلیل ہوتی ہے -



$$2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$$

(2) یہ گیس نہ خود جلتی ہے اور نہ ہی دوسری چیزوں کو جلنے میں مدد دیتی ہے - لیکن چند ایک بہت تیز عامل دھاتیں مثلاً سوڈیم ،

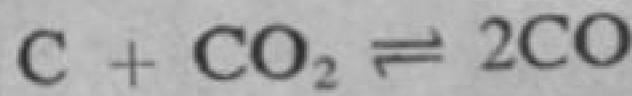
پوٹاشیم وغیرہ اس گیس کی موجودگی میں جلتی ہے اور اُن دھاتوں کے متعلقہ آکسائیڈ بناتی ہے۔ کاربن کے سیاہ ذرے بھی اطراف لگ جاتے ہیں۔



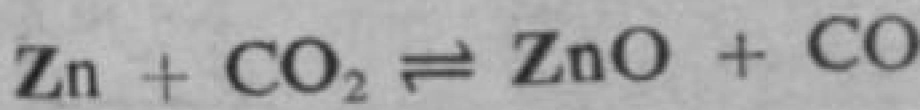
$$CO_2 + 2Mg \longrightarrow 2MgO + C$$

میگنیشیم کے جلنے سے بہت بلند تپش پیدا ہوتی ہے۔ جس کی وجہ سے درجۂ حرارت بہت اونچا ہو جاتا ہے اور اسی وجہ سے کچھ کاربن ڈائی آکسائیڈ تحلیل ہو کر کاربن کے ذرے اور آکسیجن بنا دیتی ہے۔

(3) کاربن ڈائی آکسائیڈ کو جب کبھی ایسے عنصر کے ساتھ گرم کیا جائے جو آکسیجن کے لیے بہت زیادہ کیمیائی الف رکھتا ہو تو یہ تخفیف ہو کر کاربن مانو آکسائیڈ بن جاتی ہے۔ لہذا اگر اس گیس کو جلتے ہوئے کوئلے یا بہت گرم زنگ یا لوہے پر سے گزارا جائے تو یہ تخفیف ہو کر کاربن مانو آکسائیڈ میں بدل جاتی ہے۔



$$C + CO_2 \rightleftharpoons 2CO$$

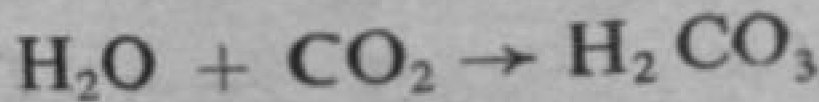


$$Zn + CO_2 \rightleftharpoons ZnO + CO$$



$$Fe + CO_2 \rightleftharpoons FeO + CO$$

(4) یہ پانی میں حل ہو کر کاربانک ایسڈ بناتی ہے جو کہ نا قیام پذیر ہے۔



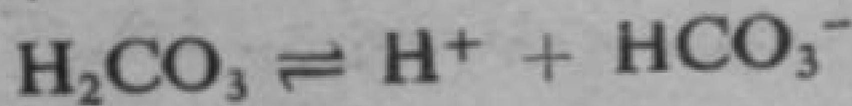
$$H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3$$

اس لیے تھوڑی سی تپش سے بھی تحلیل ہو جاتا ہے۔



$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$$

یہ کمزور ترشہ ہے اس لیے اس کی روایت بہت کم ہے۔



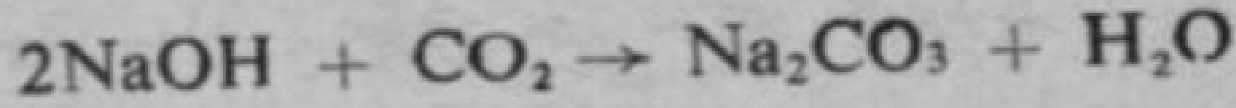
$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$



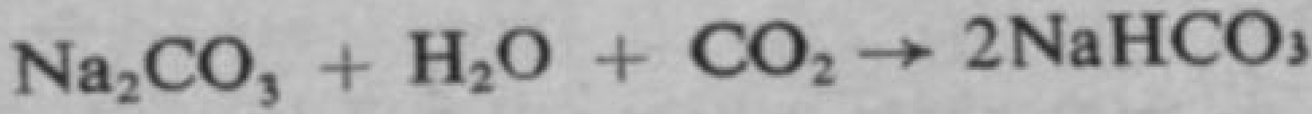
$$HCO_3 \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{--}$$

یہ ترشہ دو قسم کے نمک بناتا ہے۔ اُن کو کاربونیٹس اور بائی کاربونیٹس کہتے ہیں۔ لہذا اگر اس گیس کو قلعی میں سے گزارا جائے تو پہلے کاربونیٹ

بنتا ہے - جو زیادہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی میں بائی کاربونیٹ میں تبدیل ہو جاتا ہے -

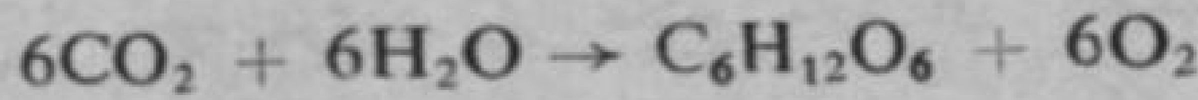


$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$



$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2NaHCO_3$$

(5) پودے کاربن ڈائی آکسائیڈ کو جذب کر لیتے ہیں اور پھر آبی بخارات سورج کی روشنی اور کلوروفل (Chlorophyl) کی موجودگی میں اسے گلوکوز سے ملتی جلتی شکروں میں تبدیل کر دیتے ہیں -



$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

شناخت :

1 - یہ جلنے میں مدد دیتی اس لیے جلتی ہوئی موم بتی کو بجھا دیتی ہے

2 - چونے کے پانی کو دودھیا کر دیتی ہے -

فوائد :

1 - چونکہ یہ جلنے میں مدد نہیں دیتی اس لیے آگ بجھانے والے آلہ میں استعمال ہوتی ہے - یہ عموماً ایک لوہے کا استوانہ نما برتن ہوتا ہے - جس میں کافی مقدار میں سوڈیم بائی کاربونیٹ کا سیر شدہ محلول ہوتا ہے - اس کے اندر شیشے کی ایک بوتل ہوتی ہے - جس میں مرتکز سلفیورک ایسڈ ہوتا ہے - یہ بوتل جست کی ایک موٹی مضبوط جالی کے اندر رکھی ہوتی ہے - یہ سب چیزیں لوہے کے خول میں ہوتی ہے - جس کے باہر ایک ٹوٹنی ہوتی ہے - آگ لگنے پر اس ٹوٹنی کا پیچ کھول کر ذرا ڈھیلا کر دیا جاتا ہے اور برتن کو اُلٹا دیا جاتا ہے جس سے ترشہ بوتل سے باہر نکل آتا ہے اور سوڈیم بائی کاربونیٹ کے ساتھ عمل پذیر ہو کر کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا کرتا ہے - پانی کے ساتھ مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ اس ٹوٹنی سے بڑے زور کے ساتھ نکلنے لگ جاتی ہے اور جب اسے آگ پر گرایا جاتا ہے تو آگ کو بجھا دیتی ہے -

2 - یہ گیس سوڈا واٹر بنانے کے کام آتی ہے جو ہاضمہ کو درست کرتا ہے -

3 - یہ امونیا سوڈا کے طریقے میں سوڈیم کاربونیٹ بنانے کے کام آتی ہے -

4 کھانڈ کے کارخانے میں اسے دودھیا چونے کے رسوب کی حالت میں تبدیل کرنے کے کام لایا جاتا ہے -

5 - کاربن ڈائی آکسائیڈ کی برف جسے کاربن ڈائی آکسائیڈ سنو کہتے ہیں مقامی لاہوری پھوڑوں کے علاج میں اور انجمادی آمیزوں (Freezing Mixture) میں‌استعمال ہوتی ہے -

6 - یہ گیس (White Lead) بنانے کے کام آتی ہے -

7 - پھلوں کو محفوظ رکھنے کے لیے انہیں کاربن ڈائی آکسائیڈ میں رکھا جاتا ہے -

7 4 کاربونیٹ اور بائی کاربونیٹ

چونکہ کاربانک ایسڈ پانی میں افتراق سے یکے بعد دیگرے دو H^+ آئن دیتا ہے , اس لیے یہ دو قسم کے نمکیات ' کاربونیٹ اور بائی کاربونیٹ بناتا ہے -

مثلاً سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ ' کاربانک ایسڈ کی تعدیل دو مرحلوں میں کرتا ہے -

پہلے مرحلے میں صرف سوڈیم بائی کاربونیٹ بنتا ہے جبکہ NaOH کی مقدار کم ہو -

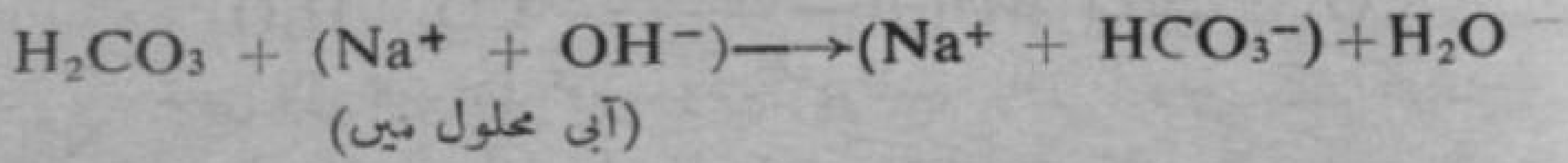
(سالیکیولی مساوات)



$$H_2CO_3 + NaOH \longrightarrow NaHCO_3 + H_2O$$

(کاربانک ایسڈ) (سوڈیم بائی کاربونیٹ)

(آئنی مساوات)



$$H_2CO_3 + (Na^+ + OH^-) \longrightarrow (Na^+ + HCO_3^-) + H_2O$$

(آبی محلول میں)



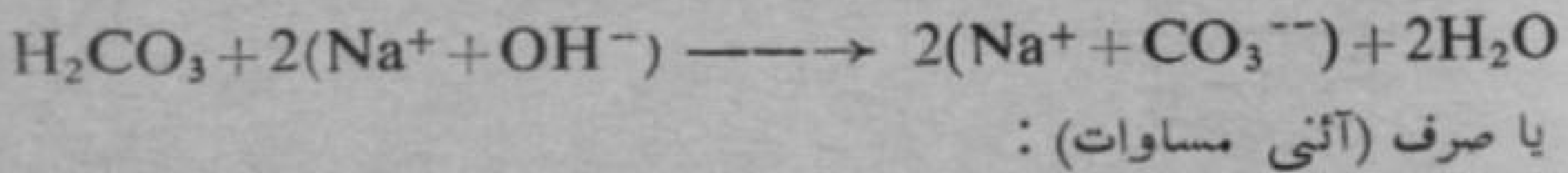
یا صرف $$H_2CO_3 + OH^- \longrightarrow HCO_3^- + H_2O$$

اگر اوپر کی مساوات میں استعمال ہونے والے سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ سے دگنی مقدار لی جائے تو سوڈیم کاربونیٹ بنے گا ۔

(مالیکیولی مساوات)



$$H_2CO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O$$



$$H_2CO_3 + 2(Na^+ + OH^-) \longrightarrow 2(Na^+ + CO_3^{--}) + 2H_2O$$

یا صرف (آئنی مساوات) :



$$H_2CO_3 + 2OH^- \longrightarrow CO_3^{--} + 2H_2O$$

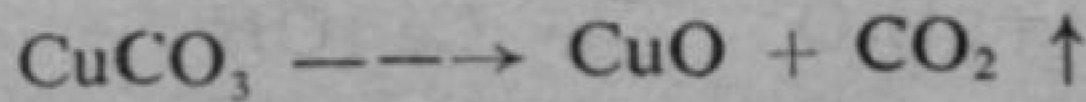
تمام بائی کاربونیٹ حرارت سے تحلیل ہو کر کاربونیٹ ، پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتے ہیں ۔ مثلاً



$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\text{حرارت}} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(سوڈیم بائی کاربونیٹ) (سوڈیم کاربونیٹ)

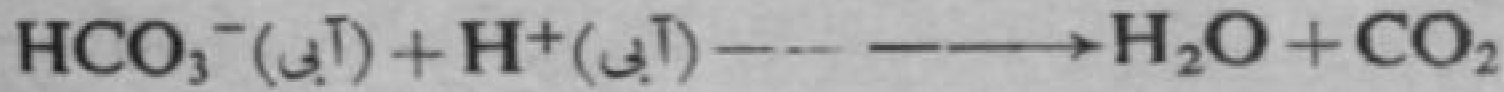
لیتھیم ، سوڈیم اور پوٹاشیم کے کاربونیٹ کو چھوڑ کو باقی سب کاربونیٹ حرات سے تحلیل ہو جاتے ہیں اور کاربن ڈائی آکسائیڈ اور دھاتی آکسائیڈ بناتے ہیں ۔ مثلاً



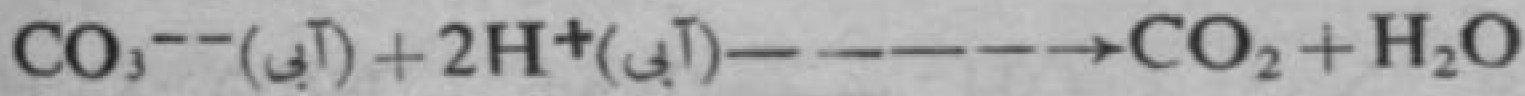
$$CuCO_3 \longrightarrow CuO + CO_2 \uparrow$$

(کاربن ڈائی آکسائیڈ) (کاپر آکسائیڈ) (کاپر کاربونیٹ)

کاربونیٹ اور بائی کاربونیٹ دونوں تیزابوں کے ساتھ عمل کرکے کاربن ڈائی آکسائیڈ خارج کرتے ہیں ۔



$$HCO_3^-(\text{آبی}) + H^+(\text{آبی}) \longrightarrow H_2O + CO_2$$



$$CO_3^{--}(\text{آبی}) + 2H^+(\text{آبی}) \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

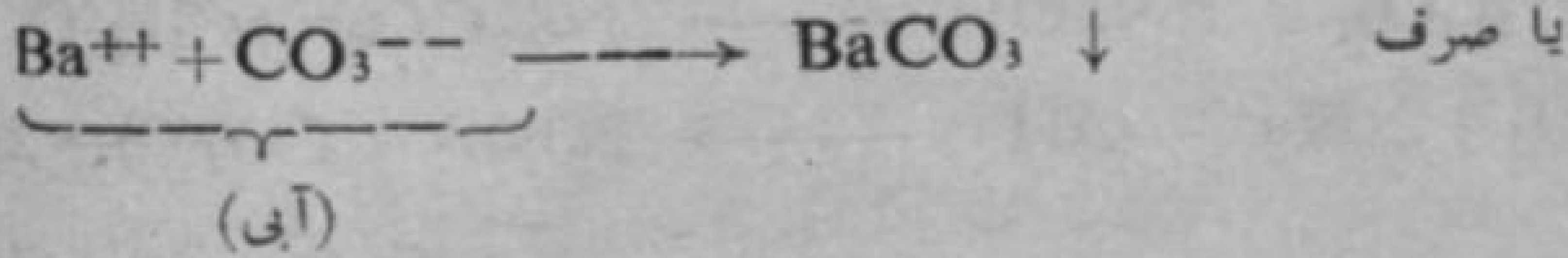
سبھی بائی کاربونیٹ اور سوڈیم ' پوٹاشیم اور امونیم کے کاربونیٹ پانی میں حل پذیر ہیں اور باقی تمام دھاتی کاربونیٹ غیر حل پذیر ہیں - اس لیے اگر کسی حل پذیر دھاتی نمک کے محلول کے ساتھ سوڈیم یا پوٹاشیم کاربونیٹ کا محلول ملا دیا جائے تو غیر حل پذیر دھاتی کاربونیٹ رسوب کی شکل میں علیحدہ ہو جاتے ہیں - مثلاً



$$(2Na^+ + CO_3^{--}) + (Ba^{++} + 2Cl^-) \rightarrow BaCO_3 \downarrow + 2 Na^+ + Cl^-)$$

(آبی محلول میں) (آبی محلول میں)

یا صرف



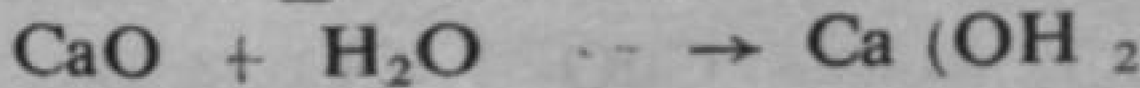
$$\underbrace{Ba^{++} + CO_3^{--}}_{\text{(آبی)}} \longrightarrow BaCO_3 \downarrow$$

تجربہ

ایک ٹیسٹ ٹیوب میں بیریم کلورائیڈ کا صاف آبی محلول لیں - اس میں سوڈیم کاربونیٹ کا صاف آبی محلول ملانے سے آپ دیکھیں گے کہ سفید رسوب بن جاتا ہے - یہ سفید رسوب غیر حل پذیر بیریم کاربونیٹ کا ہے -

7.5 چونے کا پانی

کیلشیم آکسائیڈ (CaO) کو ان بجھا چونا کہتے ہیں - اگر ان بجھے چونے پر پانی ڈالا جائے تو تیزی سے تعامل ہوتا ہے اور کافی حرارت پیدا ہوتی ہے - دیکھتے ہی دیکھتے چونے کی ڈلیاں سفوف کی شکل میں تبدیل ہو جاتی ہیں - یہ سفوف کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کا ہوتا ہے - جو کیلشیم آکسائیڈ اور پانی کے کیمیائی تعامل سے بنتا ہے - اس کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو بجھا ہوا چونا بھی کہتے ہیں

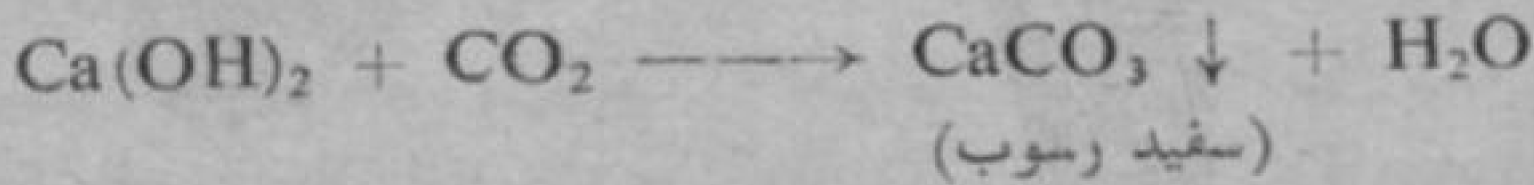


$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

کیلشیم آکسائیڈ (ان بجھا چونا) — کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ (بجھا ہوا چونا)

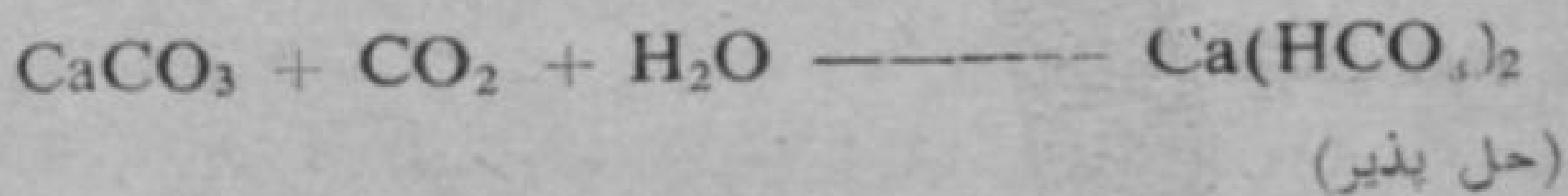
یہ بجھا ہوا چونا مکانوں پر سفیدی کرنے کے لیے بھی استعمال ہوتا ہے - کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ معمولی طور پر پانی میں حل پذیر ہے -

اس لیے اگر اس بجھے ہوئے چونے اور پانی کے آمیزے کو ٹھنڈا کر کے فلٹر پیپر پر چھان لیا جائے تو کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کا ہلکا محلول حاصل ہو جاتا ہے ، جس کو چونے کا پانی (Lime Water) بھی کہتے ہیں - جب کاربن ڈائی آکسائیڈ چونے کے پانی میں سے گزاری جاتی ہے - یہ چونے کا پانی دودھیا ہو جاتا ہے اس کی وجہ یہ ہے کہ کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ کیمیائی تعامل کر کے غیر حل پذیر سفید کیلشیم کاربونیٹ بناتا ہے - کیلشیم کاربونیٹ کے چھوٹے چھوٹے ذرات پانی میں معلق ہو کر محلول کو دودھیا بنا دیتے ہیں - اگر اس دودھیا پانی میں مزید کاربن آکسائیڈ گزاری جائے تو محلول پھر صاف ہو جاتا ہے کیونکہ غیر حل پذیر کیلشیم کاربونیٹ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ تعامل کر کے حل پذیر کیلشیم بنا دیتا ہے - اب اگر اس صاف محلول کو گرم کیا جائے تو حل پذیر کیلشیم بائی کاربونیٹ تحلیل ہو کر غیر حل پذیر کیلشیم کاربونیٹ بنا دے گا جس کی وجہ سے پانی پھر دودھیا ہو جائے گا - ان تمام کیمیائی تعاملوں کی کیمیائی مساوات حسب ذیل ہے :



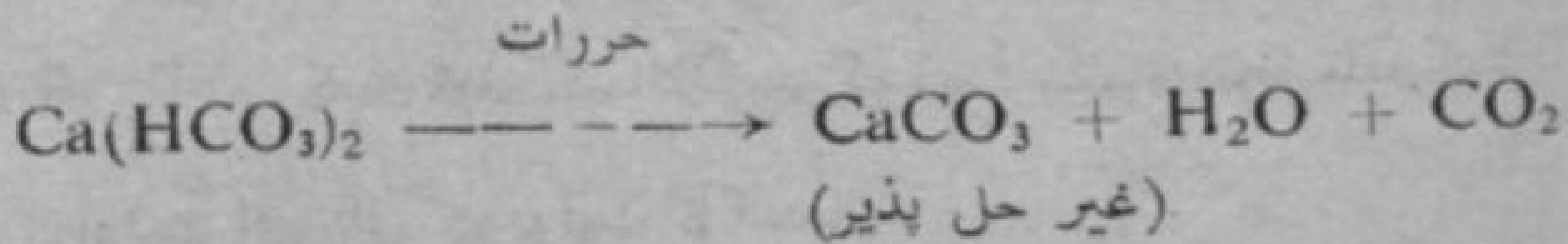
$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

(سفید رسوب)



$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \text{ ------- } Ca(HCO_3)_2$$

(حل پذیر)



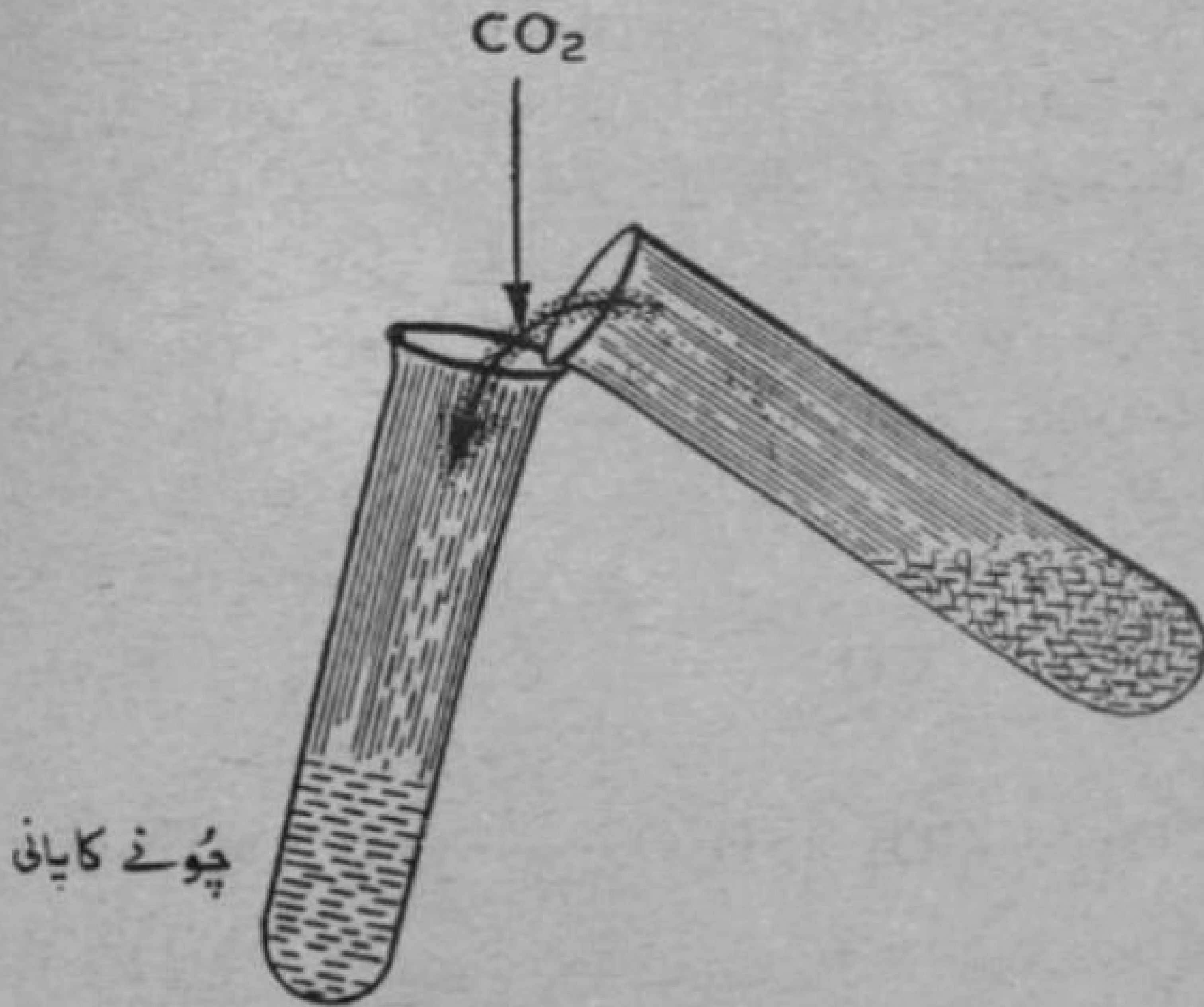
$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\text{حرارت}} CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

(غیر حل پذیر)

چونے کے پانی کا کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ یہ تعامل کاربن ڈائی آکسائیڈ کی اہم شناخت ہے - چونکہ تمام کاربونیٹ اور بائی کاربونیٹ تیزابوں کے ساتھ تعامل کر کے کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتے ہیں اس لیے چونے کے پانی کا تجربہ کاربونیٹوں کی شناخت کے لیے بھی استعمال ہوتا ہے -

تجربہ

ایک ٹیسٹ ٹیوب میں سوڈیم کاربونیٹ لیں ۔ اس میں تھوڑا سا ہلکا ہائیڈرو کلورک ایسڈ ڈالیں ۔ اس طرح نکلی ہوئی کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کو شکل 4 — 7 کے مطابق چونے کے پانی میں منتقل کرکے ہلائیں آپ دیکھیں گے کہ پہلے چونے کا پانی دودھیا ہو جائے گا ۔ مزید کاربن ڈائی آکسائیڈ حل کریں یہاں تک کہ دودھیا پانی پھر صاف ہو جائے یہ صاف محلول گرم کرنے پر دوبارہ دودھیا ہو جائے گا ۔



شکل 4 — 7 : کاربن ڈائی آکسائڈ گیس کو چُونے کے پانی میں منتقل کرنا

سوڈیم کاربونیٹ اور بائی کاربونیٹ کا استعمال

سوڈیم کاربونیٹ کو دھوبی سوڈا بھی کہتے ہیں ۔ کیونکہ یہ چکنائی کو دور کر دیتا ہے ۔ سوڈیم کاربونیٹ صابن بنانے میں کافی استعمال ہوتا ہے ۔ یہ شیشہ بنانے میں بھی بہت استعمال ہوتا ہے ۔ سوڈیم بائی کاربونیٹ ' بیکنگ پاؤڈر کا اہم ترین جزو ہے ۔ اس میں سوڈیم بائی کاربونیٹ اور ٹارٹرک ایسڈ ہوتا ہے ۔ پانی ملانے پر ٹارٹرک ایسڈ ،

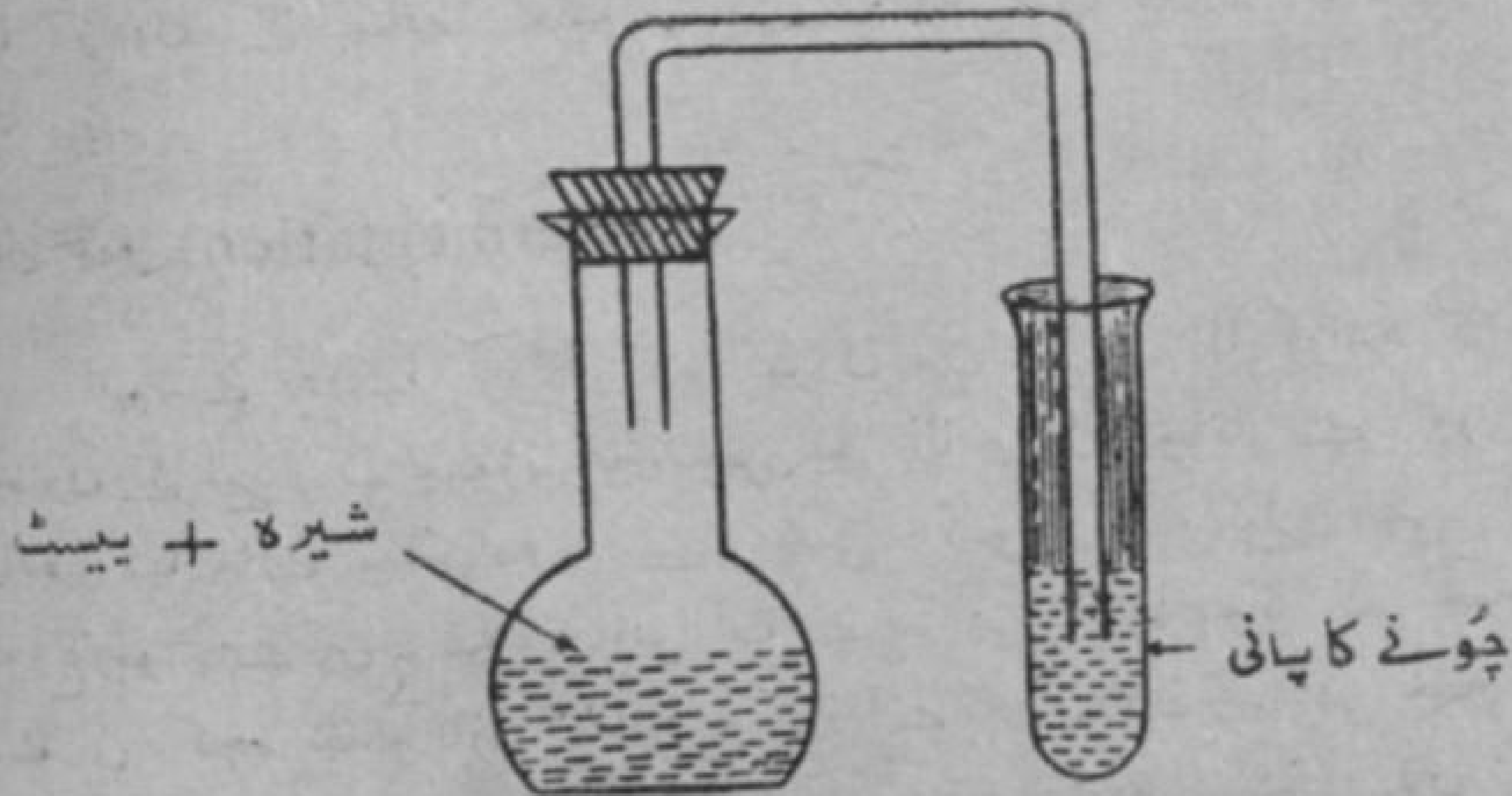
بائی کاربونیٹ کے ساتھ تعامل سے کاربن ڈائی آکسائیڈ خارج کرتا ہے ۔مگر خشک حالت میں ایسڈ ' بائی کاربونیٹ کے ساتھ عمل نہیں کرتا ۔ سوڈیم بائی کاربونیٹ ہاضمے کی دوائیوں میں بھی استعمال ہوتا ہے ۔ یہ معدے میں تیزابیوں کے ساتھ تعامل کر کے معدے کی تیزابیت کو کم کر دیتا ہے ۔

عمل تخمیر (Fermentation)

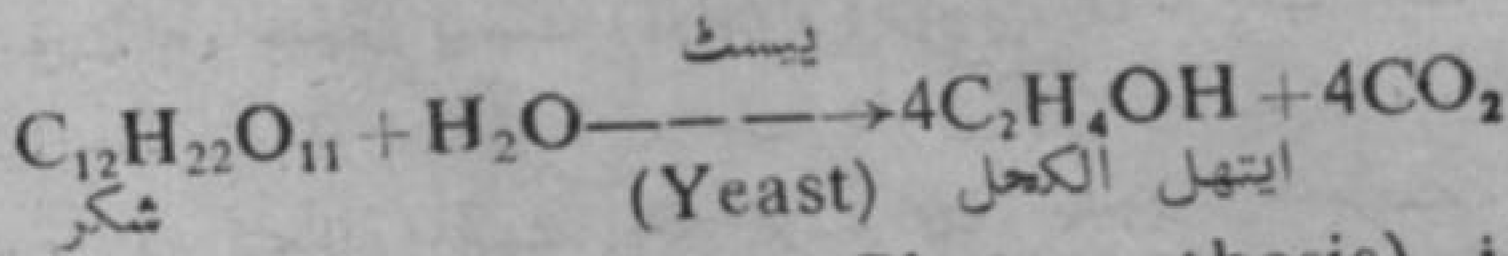
آپ نے دیکھا ہوگا کہ گھروں میں عورتیں آٹا گوندھ کر چند گھنٹوں کے لیے رکھ چھوڑتی ہیں جس سے آٹا پھول جاتا ہے اور اگر زیادہ رکھا جائے تو اس میں سے کسی گیس کے بلبلے بھی نکلنے شروع ہو جاتے ہیں ۔ علاوہ ازیں آپ نے یہ بھی دیکھا ہوگا کہ خمیرے آٹے کی کچھ مقدار تازہ گوندھے ہوئے آٹے میں ملانے سے بھی خمیر جلد ہو جاتا ہے ۔ آئیے اس عمل پر ' جسے عمل تخمیر کہتے ہیں ' غور کریں ۔ہوا میں ایک خاص قسم کے نہایت چھوٹے پودوں کے خلیے موجود ہوتے ہیں جنہیں ییسٹ (Yeast) کہتے ہیں ۔ جب آٹے کو ہوا میں رکھا جاتا ہے تو ییسٹ اس میں داخل ہو جاتے ہیں ۔ یہ خلیے خاص قسم کے کیمیائی مادے پیدا کرتے ہیں جنہیں خامرے یا انزائم (Enzymes) کہتے ہیں ۔ یہ خامرے در اصل نامیاتی عمل انگیز ہوتے ہیں جو آٹے میں عمل تخمیر کا باعث بنتے ہیں ۔ آٹے کا پھولنا اور اس میں سے گیس (جو کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ ہوتی ہے) کا خارج ہونا تخمیر کے کیمیائی عمل کی وجہ سے ہوتا ہے ۔ ایسڈ ڈالنے سے تخمیر کا عمل ہر نشاستے اور شکر والی شے میں ہو سکتا ہے ۔ یہ عمل نہایت ہی اہم ہے کیونکہ نہ صرف اس عمل سے خمیری روٹی تیار کی جاتی ہے جو زیادہ لذیذ اور زود ہضم ہوتی ہے بلکہ نہایت اہم کیمیائی مرکبات بنانے میں بھی اسی عمل سے مدد لی جاتی ہے ۔ سرکہ ' ایتھل الکحل وغیرہ اسی عمل سے بنتے ہیں ۔

ایک صراحی میں 500 ملی لٹر شیرہ اور 500 ملی لٹر پانی ڈالیں ۔ پھر اس میں کچھ تھوڑی سی ییسٹ بھی ڈال دیں ۔ فلاسک میں ایک

ڈاٹ لگا اس میں سے ایک شیشے کی نلکی اس طرح گزاریں کہ اس نلکی کا دوسرا حصہ چونے کے پانی میں ڈوبا ہوا ہو (شکل 5—7) - چند گھنٹوں کے بعد آپ شیرے میں سے بلبلے اٹھتے دیکھیں گے جن سے چونے کا پانی دودھیا ہو جائے گا -

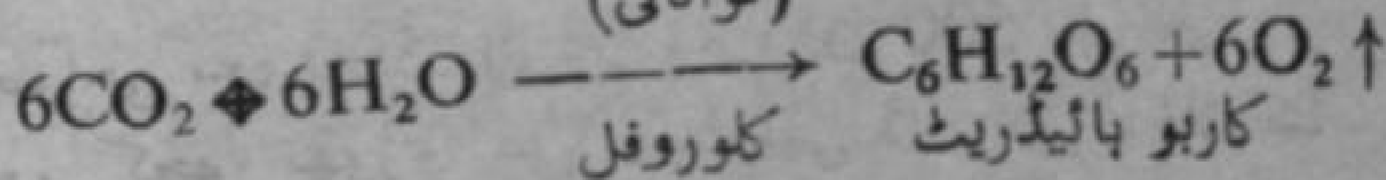


شکل 5—7 شیرے کی تخمیر میں کاربن ڈائی آکسائڈ پیدا ہوتی ہے



ضیائی تالیف (Photosynthesis)

یہ قدرت کا بہت ہی دلچسپ اور زندگی کے لیے بہت ہی ضروری عمل ہے - یہ کہنا بالکل بجا ہے کہ بغیر ضیائی تالیف کے اس روئے زمین پر زندگی ناممکن ہوتی - تمام سبز پودے فضا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور زمین سے پانی حاصل کرتے ہیں پھر یہ سبز پودے روشنی میں پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کو ملا کر کاربو ہائیڈریٹ اور دیگر پیچیدہ مرکبات اور آکسیجن بناتے ہیں - اس عمل کے لیے روشنی کی شکل میں توانائی اور پودوں میں سبز رنگ کا مرکب جس کو کلوروفل کہتے ہیں، ضروری ہوتے ہیں -



ظاہر ہے پودوں میں یہ تالیف روشنی کی عدم موجودگی میں نہیں ہو سکتی اور نہ ہی ان پودوں میں ہوتی ہے جو سبز نہیں ہوتے۔ کلوروفل روشنی سے توانائی جذب کرتا ہے اور پھر یہ توانائی ضیائی تالیف کے کیمیائی عمل میں صرف ہوتی ہے۔ اس لیے کلوروفل کا کام اس کیمیائی عمل کے لیے روشنی سے توانائی حاصل کرتا ہے۔ ضیائی تالیف میں کلوروفل میں کیمیائی تبدیلی واقع نہیں ہوتی۔ اس طرح کلوروفل ایک عمل انگیز کی حیثیت سے کام کرتا ہے۔ انتہائی کوششوں کے باوجود سائنسدان ابھی تک قدرت کی اس ضیائی تالیف کو پورے طریقے سے نہیں سمجھ سکے اور اس سلسلہ میں برابر تحقیقات جاری ہیں۔

اگرچہ لاتعداد جاندار سانس کے ذریعے چوبیس گھنٹے آکسیجن لے کر کاربن ڈائی آکسائیڈ نکالتے رہتے ہیں پھر بھی فضا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ اور آکسیجن کا تناسب قائم رہتا ہے۔ یہ بھی ضیائی تالیف کی بدولت ہے۔ گنجان آبادی والے شہروں کی ہوا میں، دیہاتی اور کھلے علاقے کی نسبت آکسیجن کا تناسب کچھ کم ہوتا ہے۔ کیوں؟

7.5 آگ بجھانے کے آلات (FIRE EXTINGUISHERS)

آگ تین طریقوں سے بجھائی جا سکتی ہے:

1 - آتش گیر اشیاء کو ہٹا دیا جائے۔ ظاہر ہے پھر آگ نہیں پھیل سکتی اور صرف وہ چیز جس میں آگ لگ چکی ہو، جل کر ختم ہو جائے گی۔

2 - جلنے والی چیز کو ٹھنڈا کر کے مثلاً جلنے والی چیز پر پانی ڈال کر اُن کی آگ بجھائی جا سکتی ہے کیونکہ جب تک نقطہ اشتعال تک چیز گرم نہ تو وہ چیز جل نہیں سکتی۔

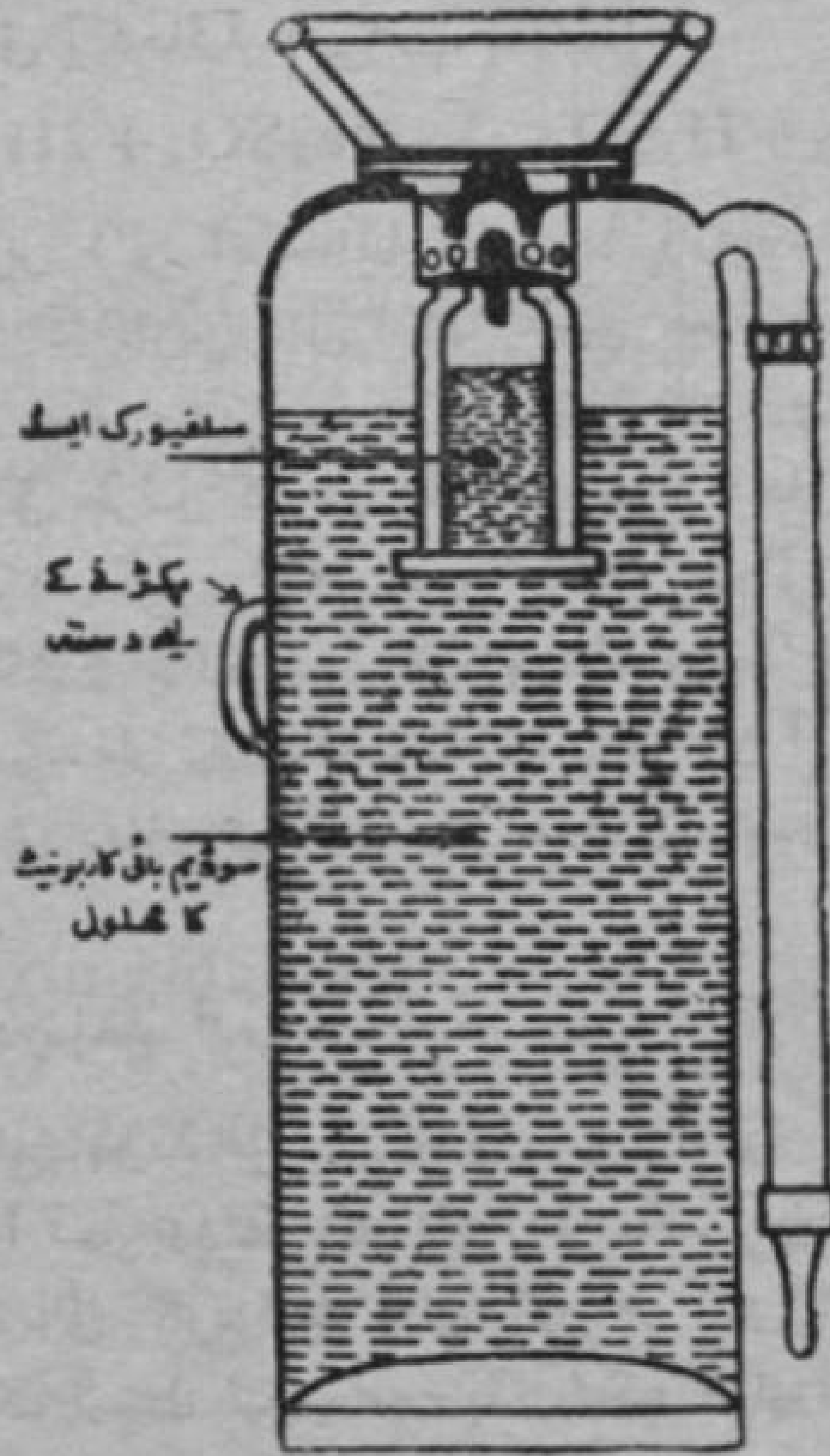
3 - کسی بھی چیز کے جلنے کے لیے آکسیجن ضروری ہے۔ اس لیے اگر کسی طرح جلتی ہوئی چیز کے ارد گرد سے آکسیجن ہٹا دی جائے تو ظاہر ہے آگ فوراً بجھ جائے گی۔ ایسا کرنے کے لیے دو صورتیں ہو سکتی ہیں۔ ایک تو یہ کہ اگر آگ زیادہ پھیلی ہوئی نہ ہو تو جلتی ہوئی چیز کو ڈھانپ دیا جائے تاکہ جلنے والی چیز کو تازہ ہوا نہ مل سکے۔ اگر ایک جلتی ہوئی موم بتی پر گلاس اُلٹا کرکے رکھ دیں تو

جلد ہی موم بتی بجھ جائے گی کیونکہ گلاس کے اندر ہوا میں جو آکسیجن ہے وہ جلد ہی ختم ہو جائے گی اور آکسیجن نہ ملنے کی وجہ سے موم بتی بجھ جائے گی۔ اگر کسی انسان کے کپڑوں میں آگ لگ جاتی ہے تو فوراً اس کے سر کے علاوہ باقی جسم پر کمبل اچھی طرح لپیٹ کر لٹا دیتے ہیں اور ایسا کرنے سے آگ بجھ جاتی ہے۔ آپ نے اکثر دیکھا ہوگا ریلوے اسٹیشنوں وغیرہ پر آگ بجھانے کے لیے بالٹیوں میں ریت بھی رکھی ہوتی ہے۔ یہ بھی اسی مقصد کے لیے ہوتی ہے کہ جلتی ہوئی چیز کو ریت سے ڈھانپ دیا جائے۔ لیکن اگر آگ زیادہ پھیلی ہوئی ہو تو اسے ڈھانپا نہیں جا سکتا۔ ایسی صورت میں آکسیجن ہٹانے کے لیے کاربن ڈائی آکسائیڈ استعمال کرتے ہیں کیونکہ ایک تو یہ نہ خود جلتی ہے نہ جلنے میں مدد دیتی ہے اور دوسرا ہوا سے بھاری ہونے کی وجہ سے ہوا کو ہٹا دیتی ہے اور جلنے والی چیزوں کے چاروں طرف اس گیس کا غلاف بن جاتا ہے اور آگ بجھ جاتی ہے۔

زیادہ تر بڑے پیمانے پر لگی ہوئی آگ کو بہت مقدار میں پانی ڈال کر بجھایا جاتا ہے۔ جیسا کہ آپ کو معلوم ہے، اگر کہیں آگ لگ گئی ہو تو جلد سے جلد فائر بریگیڈ (آگ بجھانے والے عملے) کو اطلاع کی جاتی ہے۔ فائر بریگیڈ بڑی بڑی ٹنکیوں میں پانی لاتے ہیں اور لمبے لمبے پائپوں کے ذریعے آگ پر پانی ڈالتے ہیں لیکن کچھ ایسی چیزیں بھی ہیں جو کہ پانی ڈالنے سے تباہ ہو جاتی ہیں، مثلاً بجلی کے آلات تیل اور پٹرول وغیرہ کی آگ بھی پانی سے نہیں بجھائی جا سکتی کیونکہ پانی ان چیزوں سے بھاری ہونے کی وجہ سے نیچے بیٹھ جاتا ہے۔ یہ بھی ہو سکتا ہے کہ پانی زیادہ ہو جانے پر تیل برتن سے نکل کر چاروں طرف بہنے لگے اور آگ بجھنے کی بجائے زیادہ پھیل جائے۔ آگ بجھانے کے لیے مختلف آلات رائج ہیں جن سے اہم آلات اگلے صفحے پر بیان کیے جاتے ہیں۔

آگ بجھانے والا سوڈا ایسڈ آلہ
(Soda-acid Fire Extinguisher)

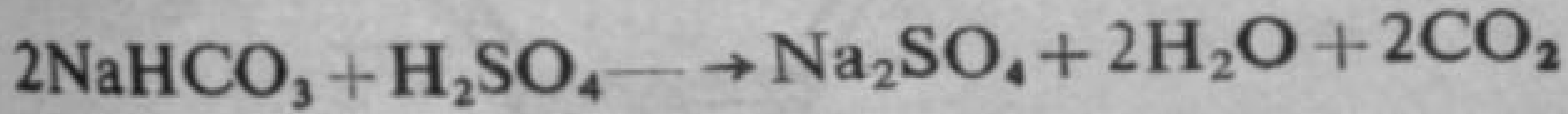
یہ آلہ عام طور پر رہائشی عمارتوں , تجربہ گاہوں اور کارخانوں میں استعمال کیا جاتا ہے۔ دھات کے ایک خول میں تقریباً دو گیلن



شکل 6—7 آگ بجھانے کا سوڈا ایسڈ آلہ

سیر شدہ سوڈیم بائی کاربونیٹ کا محلول ہوتا ہے۔ خول کے اوپر کے حصے میں ایک شیشے کی بوتل ہوتی ہے جس میں مرتکز گندھک کا تیزاب ہوتا ہے۔ یہ بوتل جست کی ایک مضبوط جالی میں رکھی ہوتی ہے۔ اس کے منہ پر ایک جست کا ڈھیلا ڈاٹ ہوتا ہے اگر آلے کو سیدھا

رکھا جائے تو گندھک کا تیزاب سوڈیم بائی کاربونیٹ کے محلول سے نہیں مل پاتا ۔ لیکن اگر آلے کو الٹ کر زمین پر رکھ دیا جائے تو تیزاب کی بوتل کھل جاتی ہے اور تیزاب سوڈیم بائی کاربونیٹ کے محلول سے مل جاتا ہے ۔ اب سوڈیم بائی کاربونیٹ اور تیزاب کے تعامل سے بھاری مقدار میں کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے ۔



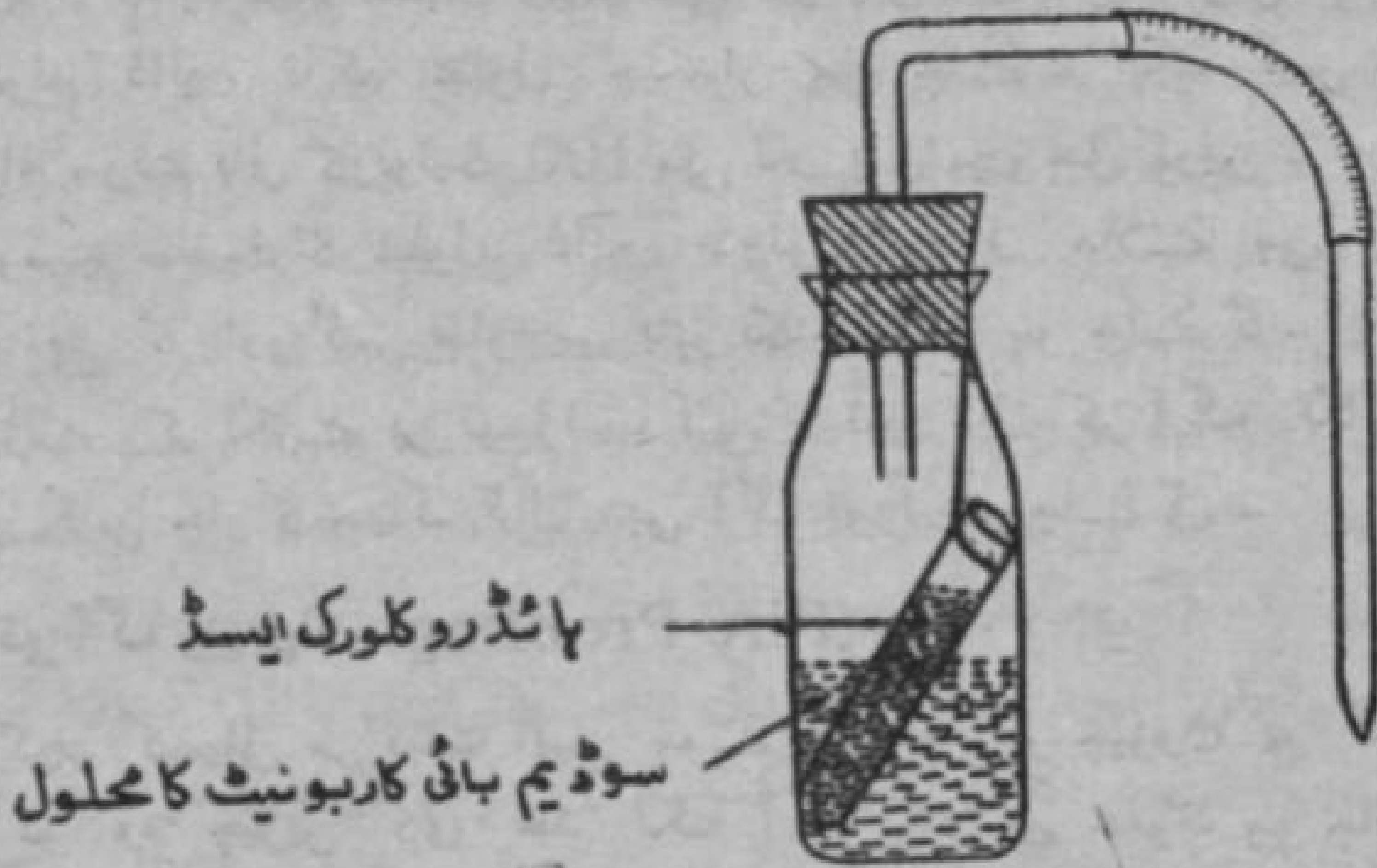
$$2NaHCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O + 2CO_2$$

پیدا شدہ کاربن ڈائی آکسائیڈ محلول پر زبردست دباؤ ڈالتی ہے جس سے محلول جو کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ سے سیر شدہ ہوتا ہے، ایک باریک دھار کی شکل میں ٹیوب کے ذریعے نکلتا ہے ۔ اس ٹیوب کا رخ جلتی ہوئی چیزوں کی طرف کر دیا جاتا ہے ۔ یہ دھار چونکہ کافی دباؤ کے ساتھ نکلتی ہے اس لیے کافی دور تک پہنچائی جا سکتی ہے ۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے یہاں دو کام ہوتے ہیں ' ایک تو دباؤ پیدا کر کے پانی کو تیز دھار کے ساتھ نکالنا تا کہ پانی آگ کو بجھا دے اور دوسرے پانی میں دباؤ کے ساتھ حل ہونے کی وجہ سے آگ کو بجھانے میں مدد دیتا ہے ۔

آگ بجھانے کا خود ساختہ آلہ

اوپر بیان کیے ہوئے آلے کے اصول پر آسانی کے ساتھ آپ گھر اور تجربہ گاہ میں آگ بجھانے کا آلہ بنا سکتے ہیں ۔ ایک بوتل میں 20 گرام سوڈیم بائی کاربونیٹ ڈالیں اور اس کو 400 ملی لٹر پانی میں حل کر لیں ۔ ایک ٹیسٹ ٹیوب میں ہلکا نمک کا تیزاب لیں ۔ ٹیوب کو ایک دھاگے کی مدد سے بوتل میں لٹکا دیں ۔ بوتل میں سختی سے ایک ڈاٹ لگا دیں ۔ اس ڈاٹ میں سے شیشے کی نلکی گزاریں ۔ اس نلکی میں ایک ربڑ کی ٹیوب لگی ہونی چاہیے (شکل 7—7) ۔ اب کسی کپڑے کے ٹکڑے کو تیل میں بگھو کر آگ لگائیں ۔ فلاسک کی ڈاٹ کو مضبوطی سے پکڑ کر فلاسک کو الٹا کر دیں ۔ تیزاب اور سوڈیم بائی

کاربونیٹ کا محلول ملتے ہی کاربن ڈائی آکسائیڈ نکلے گی جو محلول پر



شکل 7-7 آگ بجھانے کا خود ساختہ آلہ

دباؤ ڈال کر اس کو ٹیوب کے ذریعے بڑے زور کے ساتھ نکلنے پر مجبور کرے گی - ٹیوب کا رخ جلتے ہوئے کپڑے کی طرف کر دیں تو آگ بجھ جائے گی -

فومالیٹ آگ بجھانے کا آلہ (Foamite Fire-Extinguishers)

یہ آلہ پٹرول اور دیگر آتش گیر سیال اشیا کی آگ بجھانے کے لیے بڑا مفید ہے- جب سوڈیم بائی کاربونیٹ ($NaHCO_3$) اور ایلومینیم سلفیٹ $[Al_2(SO_4)_3]$ کے محلول آپس میں ملتے ہیں تو جھاگ کے ساتھ کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے - اس آلے کی ظاہری شکل سوڈا ایسڈ آلے سے ملتی ہے - دونوں محلول ایک دوسرے سے الگ رکھے جاتے ہیں اور ضرورت کے وقت آلے کو الٹا کرکے دونوں کو ملا دیا جاتا ہے - ایلومینیم سلفیٹ کے محلول میں ایک قسم کا گوند جسے فومائیٹ کہتے ہیں ، ملا دیا جاتا ہے - اس کی وجہ سے کریم کی طرح پائیدار جھاگ بن جاتا ہے - یہ جھاگ اصل میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کے چھوٹے چھوٹے بلبلے ہوتے ہیں جن پر گوند آلود پانی کی تہہ چڑھی ہوتی ہے - جلنے والی سطح پر یہ جھاگ خول کی طرح چڑھ جاتی ہے اور جلتی ہوئی چیز کو آکسیجن میسر نہ آنے کی وجہ سے آگ بجھ جاتی ہے -

تجربہ

8 گرام ایلومینیم سلفیٹ 100 ملی لٹر پانی میں حل کریں - اس میں کافی گوند ڈالیں تاکہ محلول چپکدار ہو جائے - ایک گیس جار میں 12 گرام سوڈیم بائی کاربونیٹ 100 ملی لٹر پانی میں حل کریں - اس محلول میں ایلومینیم سلفیٹ کا محلول ڈالیں دونوں محلول ملاتے ہی زبردست جھاگ بنے گا اور گیس جار سے باہر نکلنا شروع ہو جائے گا - ایک بیکر میں کپڑے کے ٹکڑے پر تھوڑا سا مٹی کا تیل ڈال کر آگ لگائیں اور اوپر سے گیس جار کا جھاگ ڈال دیں آگ فوراً بجھ جائے گی -

اشیاء کو آگ سے بچانا (Fire Proofing)

کچھ کیمیائی مرکبات ایسے ہوتے ہیں جو اگر چیزوں پر لگا دیے جائیں تو وہ چیزیں کافی حد تک آگ لگنے سے محفوظ ہو جاتی ہیں - ڈائی امونیم ہائیڈروجن فاسفیٹ $[(NH_4)_2(HPO_4)]$ ایسے مرکبات کی ایک مثال ہے - یہ مرکبات محلول کی شکل میں کپڑوں میں جذب کر دیے جاتے ہیں اور پھر کپڑوں کو خشک کر لیا جاتا ہے - اگر لکڑی کے سامان میں بھی یہ محلول انجکشن کے ذریعہ داخل کر دئے جائیں تو لکڑی کا سامان کسی حد تک محفوظ ہو جاتا ہے -

جب کاربن رکھنے والی کوئی چیز ہوا کی ناکافی مقدار میں جلائی جاتی ہے تو کاربن مونو آکسائیڈ CO بنتی ہے -



$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

چونکہ کاربن کو کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کرنے کے لیے کاربن مونو آکسائیڈ بنانے کے مقابلے میں دوگنی آکسیجن کی ضرورت ہوتی ہے ، اس لیے بند جگہ پر کوئلہ ، لکڑی یا تیل جلانے سے کافی مقدار میں کاربن مانو آکسائیڈ بنتی ہے - کاربن مانو آکسائیڈ بہت زہریلی گیس ہے - یہ خون کے سرخ ذرات ہیموگلوبین (Haemoglobin) کے ساتھ مل کر ایک مرکب کاربو کسی ہیموگلوبین (Carboxy haemoglobin) بناتی ہے جو آکسیجن جذب کرنے کے قابل نہیں رہتا - اس طرح خون کاربن مانو آکسائیڈ گیس کے ساتھ ملنے کے بعد پھیپھڑوں

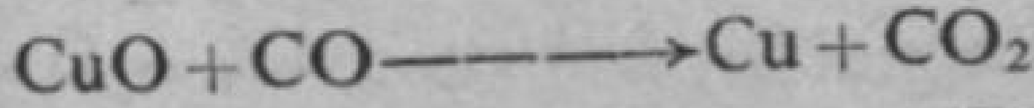
سے آکسیجن حاصل نہیں کر سکتا اور جسم کو ضروری آکسیجن نہ ملنے کی وجہ سے موت بھی واقع ہو جاتی ہے۔ کاربن مانو آکسائیڈ، آکسیجن کے مقابلے میں تیس گنا زیادہ حل پذیر ہے ۔ اگر 800 حصے ہوا میں ایک حصہ بھی کاربن مانو آکسائیڈ ہو اور آدھا گھنٹہ ایسی ہوا میں سانس لیا جائے تو موت واقع ہو سکتی ہے ۔ لیکن ہوا میں ایک فی صد کاربن مانو آکسائیڈ کی موجودگی چند ہی منٹ میں انسان کو ہلاک کر سکتی ہے ۔ کاربن مانو آکسائیڈ کا ایک خطرناک پہلو یہ ہے کہ یہ گیس بے رنگ اور بے بو ہے ، اس لیے ہوا میں اس کی موجوگی کا احساس نہیں ہونے پاتا ۔ یہی وجہ ہے کہ اگرچہ ہائیڈروجن سلفائیڈ ، کاربن مانو آکسائیڈ سے زیادہ زہریلی ہے لیکن تیز بو رکھنے کی وجہ سے کاربن مانو آکسائیڈ جیسی خطرناک نہیں ہے۔ کاربن مانو آکسائیڈ کی موجودگی میں سر درد کرنے لگتا ہے اور انسان غنودگی محسوس کرتا ہے ۔ آپ نے شاید سنا ہوگا کہ بند کمروں میں کوئلہ جلا کر سونے سے اکثر موتیں واقع ہو جاتی ہیں جس کا سبب یہی کاربن مانو آکسائیڈ ہوتی ہے ۔ کاربن مونو آکسائیڈ سے متاثر مریض کو فوراً تازہ ہوا میں لانا چاہیے ۔ گاڑیوں وغیرہ کے انجنوں میں جب پٹرول جلتا ہے تو کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ کچھ کاربن مانو آکسائیڈ بھی بنتی ہے اور ایسے انجنوں سے نکلنے والی ہوا میں اکثر 8 فی صد تک کاربن مانو آکسائیڈ ہوتی ہے ۔ اس لیے انجن کو بند گیراج میں چلانا انتہائی مہلک ہے۔ کوئلے کی کانوں میں بھی میتھین گیس (CH_4) ناکافی ہوا میں جل کر کاربن مانو آکسائیڈ بناتی ہے ۔ جس کی وجہ سے بے احتیاطی کے باعث ان کانوں میں سینکڑوں جانیں ضائع ہو جاتی ہیں ۔ اس سے آپ نے اندازہ لگا لیا ہوگا کہ کسی ایندھن کو ایسی جگہ جلانا جہاں کافی مقدار میں ہوا موجود نہ ہو کتنا خطرناک ہے ۔

طبعی خواص

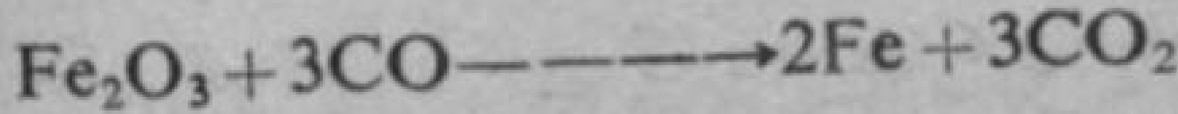
کاربن مانو آکسائیڈ بے رنگ اور بے بو گیس ہے ۔ یہ پانی میں بہت معمولی طور پر حل پذیر ہے ۔

کیمیائی خواص

یہ نیلے شعلے کے ساتھ ہوا میں جل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے لیکن یہ دوسری اشیاء کو جلنے میں مدد نہیں دیتی۔ کاربن مانو آکسائیڈ آسانی سے آکسیجن کا ایک ایٹم لے لیتی ہے۔ اس لیے یہ ایک طاقتور تخفیفی عامل ہے۔ اگر کاربن مانو آکسائیڈ کو کسی دھات کے گرم آکسائیڈ پر سے گزارا جائے تو یہ آکسائیڈ کو تخفیف کر کے دھات میں تبدیل کر دیتی ہے۔ مثلاً کاپر آکسائیڈ سے کاپر اور آئرن آکسائیڈ سے آئرن حاصل کیا جا سکتا ہے۔



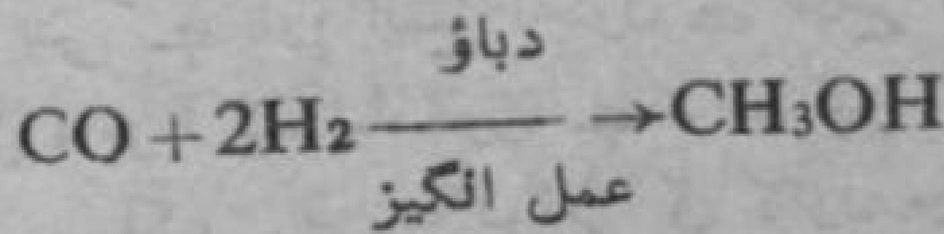
$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2$$



$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

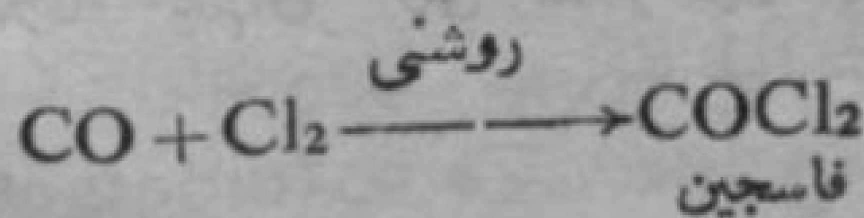
کاربن مانو آکسائیڈ کی اس تخفیفی خاصیت سے دھاتوں کے استخراج میں بہت فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔

جب کاربن مانو آکسائیڈ اور ہائیڈروجن کے آمیزے کو 200 کرۂ ہوائی کے دباؤ کے تحت گرم عمل انگیز (جو کوئی دھاتی آکسائیڈ ہو سکتا ہے) کے اوپر سے گزارہ جاتا ہے تو میتھائل الکحل (CH_3OH) بنتی ہے۔



$$CO + 2H_2 \xrightarrow[\text{عمل انگیز}]{\text{دباؤ}} CH_3OH$$

میتھائل الکحل وسیع پیمانے پر اسی طریقے تیار کی جاتی ہے۔ کاربن مانو آکسائیڈ، کلورین گیس سے مل کر ایک زہریلی گیس فاسجین $(COCl_2)$ بناتی ہے۔ یہ عمل روشنی کی موجودگی میں ہوتا ہے۔



$$CO + Cl_2 \xrightarrow{\text{روشنی}} \underset{\text{فاسجین}}{COCl_2}$$

7.8 کوئلے کی انگیٹھی

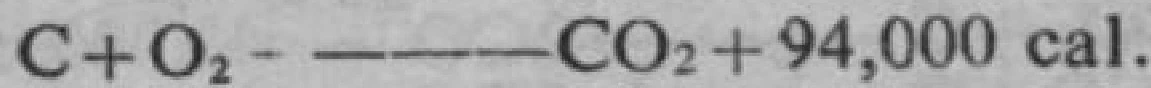
کوئلے کی انگیٹھی تقریباً ہر گھر میں خصوصاً موسم سرما میں استعمال ہوتی ہے۔ آئیے اس بات پر غور کریں کہ اس میں کیا کیا

کیمیائی تعامل ہوتے ہیں اور حرارت کس طرح پیدا ہوتی ہے ۔ آپ جانتے ہیں کہ کاربن کے آکسیجن میں جلنے سے دو کیمیائی عمل ہو سکتے ہیں یعنی ہوا کی کافی مقدار میں کاربن ڈائی آکسائیڈ بنے گی اور ہوا کی ناکافی مقدار میں کاربن مانو آکسائیڈ بنے گی ۔



$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO + 53,000 \text{ cal.}$$

24 gm. 32 gm 56 gm.



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94,000 \text{ cal.}$$

12 gm. 32 gm. 44 gm

پہلے تعامل میں 24 گرام کلورین 32 گرام آکسیجن سے مل کر 56 گرام کاربن مانو آکسائیڈ اور 53,000 کلوری حرارت پیدا کرتی ہے ۔ جبکہ دوسرے تعامل میں 12 گرام کاربن 32 گرام آکسیجن سے مل کر 44 گرام کاربن ڈائی آکسائیڈ اور 94,000 کلوری حرارت پیدا کرتی ہے ۔ اس طرح دونوں کیمیائی تعاملوں میں حرارت پیدا ہوتی ہے ، پہلے میں کم اور دوسرے میں زیادہ ۔ اس لیے کوئلے کو اگر نا کافی ہوا میں جلایا جائے تو ایک زہریلی گیس کاربن مانو آکسائیڈ بنے گی اور دوسرے حرارت بھی کم ملے گی ۔

انگیٹھی میں نیچے سے ہوا داخل ہوتی ہے جو کاربن سے مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ اور حرارت پیدا کرتی ہے ۔ لیکن جب یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ گرم کوئلے کی آوپر کی تہہ سے گزرتی ہے ، تو کاربن اس کی تخفیف کر کے کاربن مانو آکسائیڈ میں تبدیل کر دیتا ہے ۔



$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO - 41,000 \text{ cal.}$$

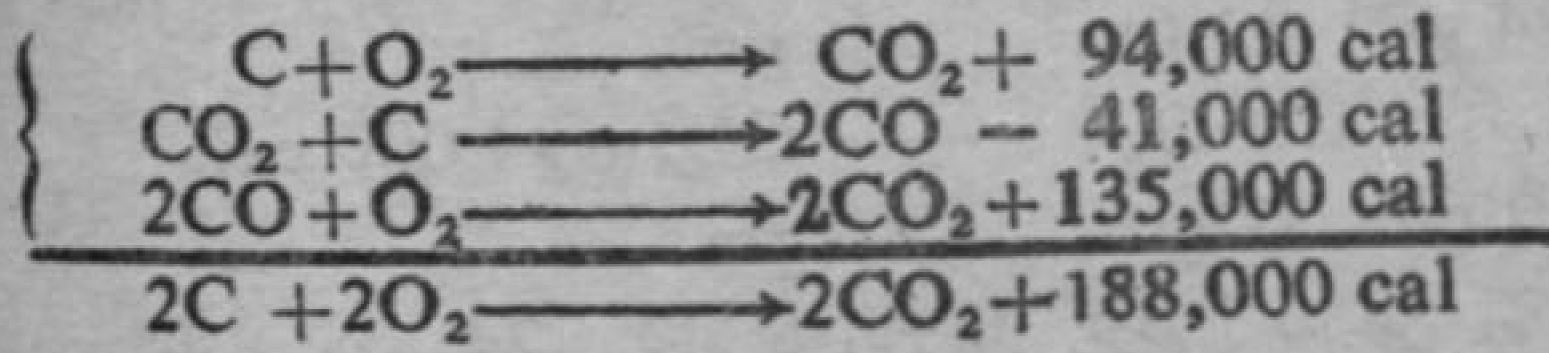
44 gm. 12 gm 56 gm.

اس کیمیائی تعامل میں حرارت جذب ہوتی ہے لیکن اتنی نہیں جتنی کاربن ڈائی آکسائیڈ بننے میں پیدا ہوتی ہے ۔ انگیٹھی کے آوپر والے حصے کی طرف سے بھی ہوا مہیا کی جاتی ہے ۔ اس ہوا کی آکسیجن کاربن مانو آکسائیڈ کو نیلے شعلے کے ساتھ جل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کر دیتی ہے ۔

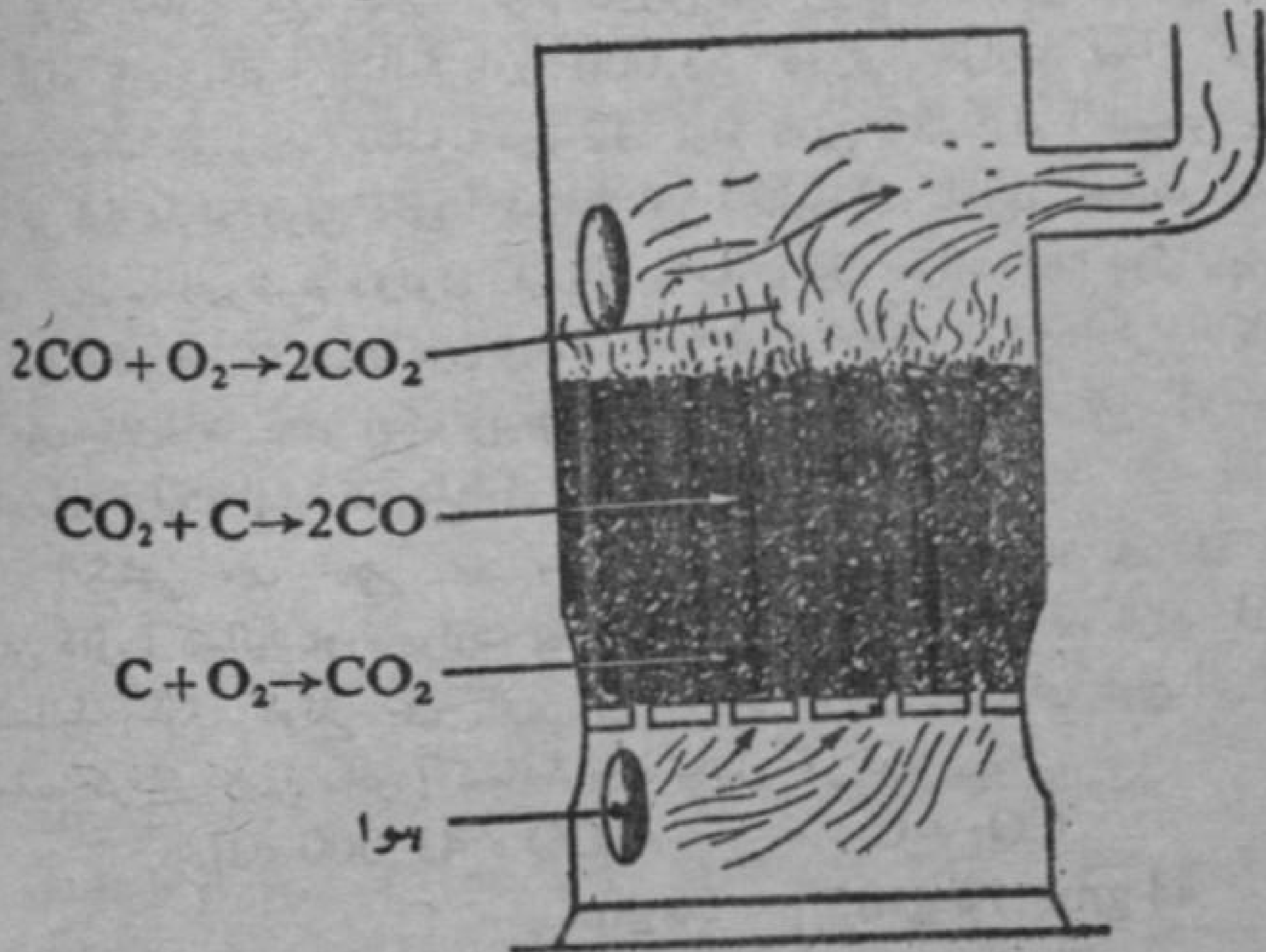


$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 135,000 \text{ cal.}$$

اس کیمیائی تعامل میں 135,000 کلوری حرارت پیدا ہوگی۔ انگیٹھی میں 24 گرام کوئلہ جلا کر 188,000 کلوری حرارت حاصل کی جا سکتی ہے۔



$$\begin{aligned}
C + O_2 &\longrightarrow CO_2 + 94{,}000 \text{ cal}\\
CO_2 + C &\longrightarrow 2CO - 41{,}000 \text{ cal}\\
2CO + O_2 &\longrightarrow 2CO_2 + 135{,}000 \text{ cal}\\
\hline
2C + 2O_2 &\longrightarrow 2CO_2 + 188{,}000 \text{ cal}
\end{aligned}$$



شکل 8—7 : کوئلے کی انگیٹھی میں کیمیائی تعامل

لیکن اگر انگیٹھی کے اوپر والے حصے میں کاربن مانو آکسائیڈ کو کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کرنے کے لیے ہوا مہیا نہ کی جائے تو 24 گرام کاربن سے صرف 53,000 یعنی (41,000 – 94,000) کلوری حرارت حاصل ہوگی۔ اس طرح تقریباً 70 فی صد حرارت ضائع ہو جائے گی۔

7.9 ایندھنی گیسیں

جو چیزیں حرارت حاصل کرنے کے لیے جلائی جاتی ہیں انھیں ایندھن کہتے ہیں ۔ ایندھن کی تین قسمیں ہوتی ہیں :

1 - ٹھوس ایندھن جیسے کوئلہ لکڑی وغیرہ ۔
2 - مائع ایندھن جیسے پٹرول ، الکحل ، مٹی کا تیل وغیرہ ۔
3 - گیس ایندھن جیسے سوئی گیس ، واٹر گیس ، کول گیس وغیرہ ۔

ایندھنی گیسیں بہتر ایندھن ہیں کیونکہ انھیں آسانی کے ساتھ پائپ کے ذریعے بغیر کسی محنت کے ایک جگہ سے دوسری جگہ لے جایا جا سکتا ہے ۔ ان کے شعلے میں دھواں نہیں ہوتا ۔ شعلہ آسانی کے ساتھ کم و بیش کیا جا سکتا ہے ۔ اور پھر گھر یا فیکٹری میں ذخیرہ کرنے کا بھی کوئی مسئلہ نہیں ۔ ظاہر ہے ٹھوس اور مائع ایندھنوں میں یہ سہولتیں نہیں ہیں مختلف قسم کی ایندھنی گیسیں استعمال ہوتی ہیں ۔ یہ ایک دوسرے سے تیاری کے طریقوں اور کیمیائی ترکیب میں مختلف ہوتی ہیں ۔ اس باب میں چند اہم ایندھنی گیسوں پر بحث کی جاتی ہے ۔

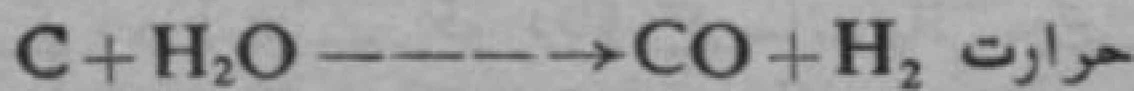
واٹر گیس (Water gas)

واٹر گیس بھاپ کو دہکتے ہوئے معدنی کوئلے کے انگاروں پر سے گزار کر بنائی جاتی ہے ۔ سب سے پہلے کوئلوں کا کچھ حصہ جلایا جاتا ہے اور پھر جلتے ہوئے کوئلوں پر سے ہوا گزاری جاتی ہے تا کہ تمام کوئلے دہکتے ہوئے انگاروں میں تبدیل ہو جائیں ۔ اس مقصد کے لیے دو تین منٹ کے لیے ہوا گزاری جاتی ہے ۔



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + \text{حرارت}$$

پھر ہوا بند کر کے بھاپ دہکتے ہوئے انگاروں پر سے گزارے ہیں ۔ جس سے مندرجہ ذیل کیمیائی تعامل کے ذریعے کاربن مانو آکسائیڈ اور ہائیڈروجن کا آمیزہ بنتا ہے ۔ یہ آمیزہ واٹر گیس کہلاتا ہے ۔

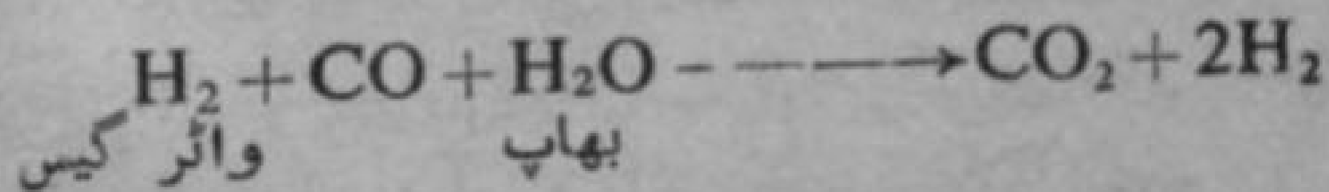


$$C + H_2O \xrightarrow{\text{حرارت}} \underbrace{CO + H_2}_{\text{واٹر گیس}}$$

جیسا کہ مساوات میں دکھایا گیا ہے ، اس کیمیائی تعامل میں حرارت جذب ہوتی ہے ، اس لیے دو تین منٹ بھاپ گزارنے سے کوئلے کا درجۂ حرارت گر جاتا ہے ۔ اس وقت بھاپ گزارنا بند کر دیتے ہیں اور ہوا گزار کر کوئلوں کو پھر دہکتے ہوئے انگاروں میں تبدیل کر لیتے ہیں ۔ اس کے بعد پھر بھاپ گزارتے ہیں ۔ اس طرح یہ دونوں عمل یکے بعد دیگرے دہرائے جاتے ہیں یہاں تک کہ تمام کوئلہ ختم ہو جاتا ہے ۔

کاربن مانو آکسائیڈ اور ہائیڈروجن دونوں نیلے شعلے کے ساتھ جلتی ہیں ۔ اور دونوں کے جلنے سے گرمی پیدا ہوتی ہے ۔ واٹر گیس سے حاصل شدہ حرارت دوسری ایندھنی گیسوں کے مقابلے میں کم ہوتی ہے ۔ واٹر گیس کی احتراق حرارت (Heat of Combustion) 300 B T.U. ہوتی ہے ۔ ایک برٹش تھرمل یونٹ .B T. U وہ حرارت ہے جو ایک پونڈ پانی کا درجۂ حرارت 1°F بڑھا سکتی ہے ۔ اس کا مطلب یہ ہوا کہ جب ایک مکعب فٹ واٹر گیس مکمل طور پر جلتی ہے تو پیدا شدہ حرارت 300 پونڈ پانی کے درجۂ حرارت کو 1 درجہ فارن ہائیٹ بڑھا دیتی ہے ۔ واٹر گیس کی احتراق حرارت بڑھانے کے لیے اس میں کچھ ہائیڈروجن کاربن ملا دیے جاتے ہیں ۔

واٹر گیس صرف حرارت حاصل کرنے کے لیے ہی استعمال نہیں ہوتی ، بلکہ وسیع پیمانے پر ہائیڈروجن گیس بنانے کے لیے بھی استعمال ہوتی ہے ۔ ہائیڈروجن گیس بنانے کے لیے واٹر گیس اور بھاپ کا آمیزہ 500°C تک گرم کر کے کسی دھات کے آکسائیڈ پر ہیں گزارا جاتا ہے ۔ جس سے مندرجہ ذیل عمل ہوتا ہے :



$$\underbrace{H_2 + CO}_{\text{واٹر گیس}} + \underbrace{H_2O}_{\text{بھاپ}} \longrightarrow CO_2 + 2H_2$$

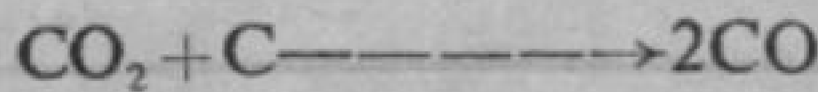
گیسوں کے اس آمیزے کو دباؤ کے ساتھ پانی میں سے گزارتے ہیں جس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ پانی میں حل ہو جاتی ہے اور ہائیڈروجن علیحدہ ہو جاتی ہے ۔

پروڈیوسر گیس (Producer Gas)

یہ ایندھنی گیس بھی کارخانوں میں کافی استعمال کی جاتی ہے - پانچ چھ فٹ گہری کوئلوں کی تہ اس طرح بنائی جاتی ہے - کہ کوئلوں کی نچلی تہ تو سرخ انگارے ہو جاتی ہے ، لیکن کوئلوں کے اوپر کی تہ اتنی گرم نہیں ہوتی جتنی نیچے کی تہ - نیچے سے ہوا گزاری جاتی ہے - کوئلے کی کاربن جل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے - جب یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کوئلوں کی اوپر کی تہ سے گزرتی ہے تو تخفیف کے ذریعے کاربن مانو آکسائیڈ بن جاتی ہے -



$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$



$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

اس طرح جو گیس نکلے گی اس میں کاربن مانو آکسائیڈ کے علاوہ ہوا کی نائٹروجن بھی موجود ہوگی - اس طرح پروڈیوسر گیس میں تقریباً 50% کاربن مانو آکسائیڈ اور پچاس فی صد نائٹروجن ہوتی ہے -

قدرتی گیس (Natural Gas)

یہ ایندھنی گیس عام طور پر زمین میں پٹرولیم کے اوپر ہوتی ہے - اس گیس کو کنوئیں کھود کر زمین کی سطح پر لایا جاتا ہے - اس میں اہم جزو میتھین گیس (CH_4) ہے - اس کے علاوہ تھوڑی مقدار میں دوسرے ہائیڈرو کاربن بھی ہوتے ہیں - قدرتی گیس میں میتھین گیس جتنی زیادہ ہو گی یہ اتنی ہی اچھی گیس سمجھی جائے گی - ہمارے ملک میں قدرتی گیس بہت زیادہ مقدار میں نکل رہی ہے - پاکستان میں اس گیس کے بھاری ذخیرے پائے گئے ہیں - ان میں سب سے زیادہ اہم ذخیرہ بلوچستان کے مقام ''سوئی'' میں ہے اور یہاں سے نکلی ہوئی گیس کو ہمارے یہاں سوئی گیس کہتے ہیں - سوئی گیس کا ذخیرہ دنیا کا ساتواں بڑا ذخیرہ ہے - اس ذخیرے میں 6.3×10^{12} مکعب فٹ گیس

ہے - یہ گیس بہت اعلیٰ قسم کی ہے ، کیونکہ اس میں 94.42 میتھین ہے - سوئی گیس پاکستان کے کئی کارخانوں میں وسیع پیمانے پر استعمال ہو رہی ہے - اکثر شہروں میں یہ گیس اب گھروں میں بھی استعمال ہو رہی ہے - سوئی گیس کا ذخیرہ 220 ملین ٹن کوئلے کے برابر ہے- اندازہ لگایا گیا ہے کہ اگر سوئی گیس 220 ملین مکعب فٹ روزانہ کے حساب سے استعمال کی جائے تو 80 سال کے لیے کافی ہے -

مندرجہ ذیل نقشے میں چند اہم مقامات کے نام (جہاں گیس ملی ہے) اور گیس کی مقدار اور اس کے اجزائے ترکیبی دیے گئے ہیں -

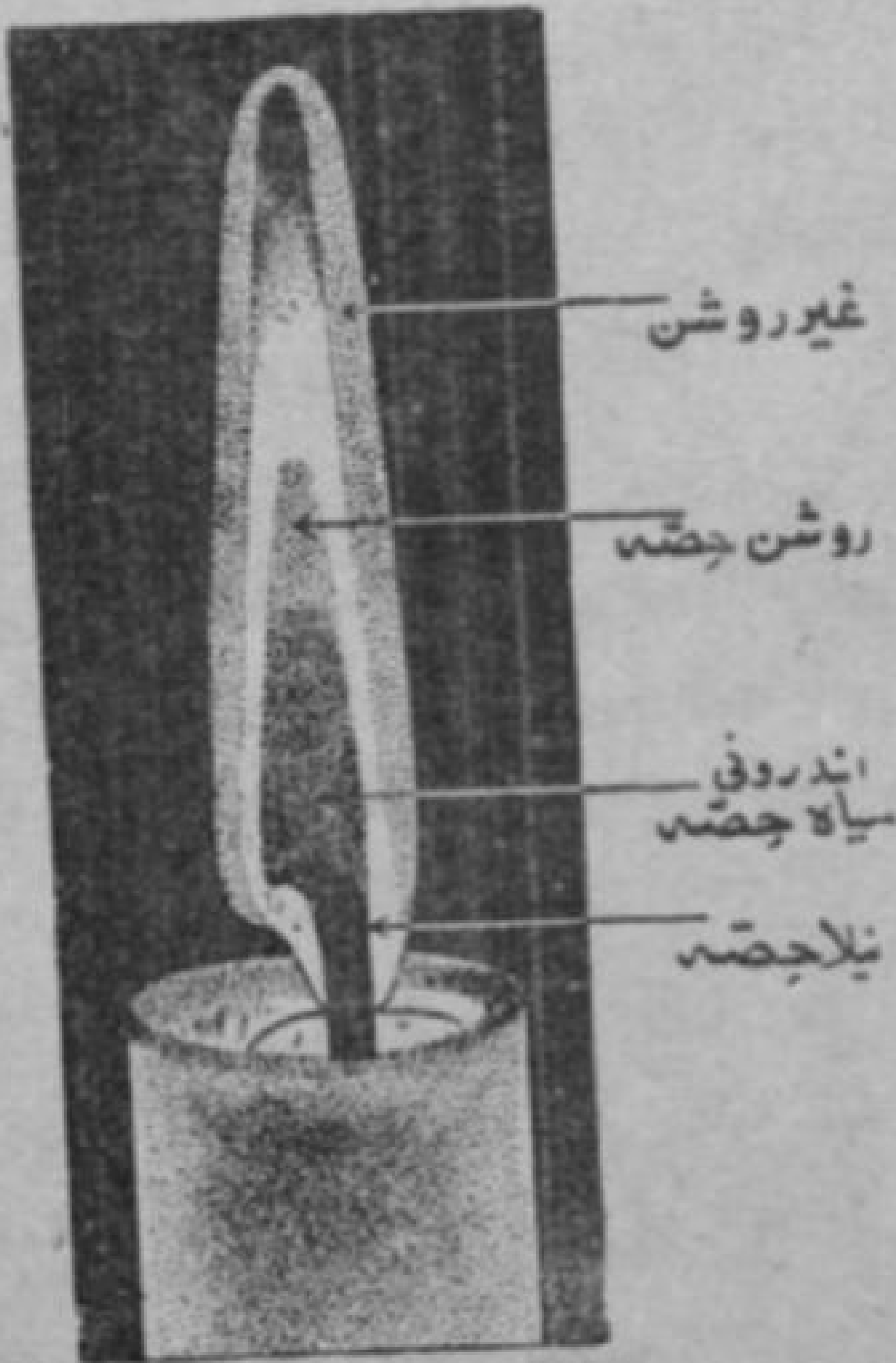
	جگہ کا نام	ذخیرہ مکعب فٹ	اجزا کی فی صد مقدار			
			میتھین CH_4	ایتھین C_2H_6	نائٹروجن N_2	کاربن ڈائی آکسائیڈ CO_2
پاکستان	سوئی	6300,000,000,000	94·42	1·5	3·89	0·02
	اچ	2050,000,000,000	273	0·07	25·2	46·2
	خیر پور	1000,000,000,000	12·2	0·20	16·9	70·60
	ماڑی	5000,000,000,000	66·2	0·20	19·5	14·1

قدرتی گیس میں تھوڑی بہت ہائیڈروجن سلفائیڈ گیس بھی ہوتی ہے جو گیس کو صاف کرنے کے دوران دور کر دی جاتی ہے - قدرتی گیس صرف ایک انتہائی مفید ایندھن ہی نہیں ہے بلکہ کیمیائی صنعت کے لیے بھی انتہائی کار آمد گیس ہے - ہمارے ملک میں بھی اس گیس سے بہت

سی کیمیائی اشیاء تیار کی جا رہی ہیں - اس سلسلے میں مصنوعی کھاد خاص طور پر قابل ذکر ہے - ملتان کے کھاد کے کارخانوں میں اس گیس سے لاکھوں ٹن یوریا (Urea) تیار کیا جاتا ہے - اس کے علاوہ قدرتی گیس سے کاربن بھی بنایا جا سکتا ہے جو ربڑ ، ٹائر اور پینٹ وغیرہ بنانے میں استعمال ہوتا ہے - کراچی میں پیٹرو کیمیکل صنعت کا کارخانہ قائم کیا جا رہا ہے جس میں پلاسٹک اور اسی طرح کی مختلف کیمیائی اشیاء قدرتی گیس سے بنائی جائیں گی - اس طرح یہ قدرتی گیس ہمارے لیے قدرت کا ایک بیش بہا عطیہ ہے - قدرتی گیس اور تیل کے مزید ذخائر کی تلاش جاری ہے -

7 10 موم بتی کا شعلہ

اگر موم بتی کے شعلے کو بغور دیکھا جائے تو مندرجہ ذیل چار حصے نظر آئیں گے :



شکل 9-7 موم بتی کا شعلہ

(i) نیلا حصہ

یہ شعلے کے سب سے نچلے حصے میں دیکھا جا سکتا ہے - بتی کے نچلے حصے میں چونکہ ہوا کافی ہوتی ہے اس لیے یہاں جلنے کا عمل مکمل اور تیز ہوتا ہے موم بتی کی کاربن پہلے کاربن مانو آکسائیڈ بناتی ہے - جو کہ نیلے شعلے کے ساتھ جلتی ہے -

(ii) اندرونی سیاہ حصہ

یہ بتی کے گرد سیاہ مخروطی حلقہ ہوتا ہے - اس حلقے میں موسم کے ان جلے بخارات اور ذرات ہوتے ہیں - شعلے کے اس حصے میں جلنے کا

عمل نہیں ہوتا ۔ اگر شعلے کے اس حصے میں کوئی چیز رکھی جائے تو وہ نہیں جلے گی ۔

تجربہ

1 ۔ ایک گتے کا ٹکڑا موم بتی کے شعلے کے اوپر رکھ کر آہستہ آہستہ نیچے لائیں یہاں تک کہ بتی اس سے دب جائے ۔ پھر اس گتے کو اٹھا کر دیکھیں ۔ آپ گتے پر ایک جھلسا ہوا حلقہ پائیں گے ، مگر اس کا اندرونی حصہ جلا ہوا نہیں ہوگا ۔

2 ۔ ایک شیشے کی نلی کو ترچھا پکڑ کر اس کا ایک سرا شعلے کے تاریک حصے میں لے جائیں ۔ اب نلکی کے دوسرے سرے پر جلتی ہوئی ماچس قریب لائیں اور ایک چھوٹا سا شعلہ پیدا ہوگا جو موم بتی کے ان جلے بخارات اور ذرات کے جلنے کی وجہ سے پیدا ہوتا ہے ۔

(iii) روشن حصہ

یہ سیاہ حصے کے ارد گرد ہوتا ہے اور شعلے کے اس حصے میں جلنے کا عمل مکمل نہیں ہوتا ۔ اس میں کاربن کے ان جلے ذرات ہوتے ہیں جو گرم ہو کر چمکتے ہیں اور شعلے کے اس حصے کو روشن کر دیتے ہیں ۔

تجربہ

ایک ٹیسٹ ٹیوب کا پیندا شعلے کے اس حصے میں تھوڑی دیر رکھیں ۔ آپ دیکھیں گے کہ ٹیسٹ ٹیوب کا پیندا کاربن کے ذرات جم جانے کی وجہ سے سیاہ ہو گیا ہے ۔

(iv) غیر روشن حصہ

یہ روشن حصے کے ارد گرد ہوتا ہے ۔ اس حصے میں جلنے کا عمل بالکل مکمل ہوتا ہے ۔ اس میں کاربن کے ذرات نہیں ہوتے اس لیے یہ نظر ہی نہیں آتا ۔ یہ شعلے کا گرم ترین حصہ ہوتا ہے ، اس لیے کسی چیز کو گرم کرنے کے لیے اسے شعلے کی چوٹی پر رکھتے ہیں ۔

تجربہ

1 - شعلے کے اس غیر روشن حصے کو دیکھنے کے لیے شیشے کی ایک سلاخ کے سرے پر کچھ خوردنی نمک لگائیں اور اس کو شعلے کے غیر روشن حصے میں لے جائیں ۔ اب غیر روشن حصہ رنگ دار شعلے میں تبدیل ہو کر نظر آ جائے گا ۔

2 - شعلے کے اس بیرونی حصے میں ماچس کی ایک تیلی جلائیں ۔ یہ تیلی فوراً جل جائے گی جس سے ظاہر ہوا کہ یہ غیر روشن حصہ شعلے کا گرم ترین حصہ ہے ۔

سوالات

۱ - (ا) کیلشم کاربونیٹ اور سوڈیم بائی کاربونیٹ سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کس طرح حاصل کی جا سکتی ہے ؟ کیمیائی تعامل کی مساوات بھی لکھیے ۔

ب) مندرجہ ذیل کے ساتھ کاربن ڈائی آکسائیڈ کا عمل مساوات کے ذریعے واضح کریں ۔

(i) پانی (ii) میگنیشیم (iii) چونے کا پانی

(iv) گرم شدہ سوڈیم ۔

2 - 400 گرام کاربن ڈائی آکسائیڈ حاصل کرنے کے لیے کتنا کیلشم کاربونیٹ گرم کیا جائے گا ؟ یہ بھی بتائیں کہ اسی تعامل میں کتنا کیلشم آکسائیڈ بنے گا ؟

(جواب : کیلشم کاربونیٹ 1000 گرام ،
کیلشیم آکسائیڈ 50ہ گرام)

3 - 2 کلو گرام کوئلے کو اگر انگیٹھی میں مکمل طریقے سے جلایا جائے تو کتنی حرارت پیدا ہوگی جبکہ کوئلہ میں 75% کاربن ہے ؟ (جواب : 11750 کلو کلوری)

4 - (ا) ایک ٹیسٹ ٹیوب میں سوڈیم کاربونیٹ کا محلول اور دوسری میں سوڈیم بائی کاربونیٹ کا محلول ہے ۔ دونوں ٹیسٹ ٹیوبوں میں میگنیشیم سلفیٹ کا محلول ڈالا گیا ایک ٹیسٹ ٹیوب میں فوراً سفید رسوب بن گیا اور دوسری میں گرم کرنے پر سفید رسوب بنا ، بتائیے کس میں سوڈیم بائی کاربونیٹ اور

کس میں سوڈیم کاربونیٹ ہے ؟ کیمیائی تعامل کی مساوات بھی لکھیے :

(ب) دو گیس جاروں میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس اور کاربن مانو آکسائیڈ گیس ہے - آپ کس طرح معلوم کریں گے کہ کس میں کاربن مانو آکسائیڈ ہے ؟

(ج) آپ کو شناخت کرنے کے لیے میگنیشیم کلورائیڈ اور سوڈیم کاربونیٹ دیا گیا ہے - دونوں نمکیات پانی میں حل پذیر ہیں - آپ کے پاس جانچ کرنے کے لیے صرف سوڈیم کاربونیٹ اور پانی ہے - بتائیے شناخت کیسے کریں گے ؟

5 - ضیائی تالیف کیا ہوتی ہے اور ہماری زندگی میں اس کی کیا اہمیت ہے ؟ کیا گلاب کے سرخ پھولوں میں ضیائی تالیف ہوتی ہے؟

6 - آگ بجھانے کے لیے کون کون سے آلات استعمال ہوتے ہیں ؟ پٹرول میں لگی ہوئی آگ کیسے بجھائیں گے ؟

7 - کاربن مانو آکسائیڈ کا آکسیجن ، آئرن آکسائیڈ اور کلورین کے ساتھ کیا کیمیائی تعامل ہے ؟

8 - مندرجہ ذیل باتوں کی وجوہ بیان کیجیے :

(i) کاربن ڈائی آکسائیڈ اور کاربن مانو آکسائیڈ میں سانس لینا مہلک ہے -

(ii) سبز پودوں کو مسلسل اندھیرے میں رکھنے سے وہ مرجھا جاتے ہیں -

(iii) چونے کا پانی کاربن ڈائی آکسائیڈ گزارنے سے دودھیا ہو جاتا ہے -

(iv) پٹرول کی آگ پانی سے نہیں بجھتی -

(v) جب ٹارٹیرک ایسڈ اور سوڈیم بائی کاربونیٹ کا آمیزہ پانی میں ڈالتے ہیں تو گیس نکلتی ہے -

9 - (ا) واٹر گیس اور پروڈیوسر گیس کے کیا کیا اجزاء ہیں ؟

(ب) قدرتی گیس میں اہم ترین جزو کون سا ہے ؟

(ج) سوئی گیس کے کیا فوائد ہیں ؟

10 - موم بتی کے شعلے کے مختلف حصے بیان کیجیے اور ہر حصے جلنے میں کے عمل کی کیفیت پر روشنی ڈالیے -

آٹھواں باب

دھاتیں اور دھات کاری
(METALS AND METALLURGY)

اگر یہ کہا جائے کہ کسی ملک کی ترقی اور خوشحالی کا اندازہ اس ملک میں دھاتوں کی تیاری سے کیا جا سکتا ہے تو غلط نہ ہوگا۔ دھاتیں ہماری زندگی کا اہم جزو بن گئی ہیں۔ چاہے رہائش گاہیں ہوں یا رسل و رسائل کے ذرائع، کھیتی باڑی کا معاملہ ہو یا صنعت کا مسئلہ، ہر مرحلے پر دھاتوں کی ضرورت کسی نہ کسی شکل میں موجود ہے۔ یہ یا تو خالص حالت میں استعمال ہوتی ہیں یا بھرت کی شکل میں۔ بھرت دھاتوں کے آمیزے یا مرکب ہوتے ہیں جو مختلف اغراض کے لیے استعمال ہوتے ہیں۔

کچھ دھاتیں مثلاً سونا، چاندی، پلاٹینم جو مقابلتاً کم عامل ہیں، قدرتی طور پر آزاد حالت میں ملتی ہیں۔ عامل دھاتیں مثلاً لوہا، تانبا، جست، قلعی اور ایلومینیم وغیرہ مرکبات کی حالت میں پائی جاتی ہیں۔ دھاتوں کے قدرتی ماخذ کچ دھات (Ores) یا معدنیات (Minerals) کہلاتے ہیں۔ معدنیات سے فاضل مادوں کو دور کر کے خالص دھاتیں حاصل کرنے کا عمل دھات کاری (Metallurgy) کہلاتا ہے۔ کچ دھاتوں میں غیر ضروری مادے (Gangue Materials) ہوتے ہیں جنھیں دور کر کے خود کچ دھات کو خالص بنانے کا عمل کچ دھات کی تخلیص (Dressing of Ores) کہلاتا ہے۔ اکثر صورتوں میں کچ دھاتوں کو پگھلا کر مناسب کیمیائی عمل سے دھاتیں الگ کی جاتی ہیں۔ پگھلانے کا یہ عمل سمیلٹنگ (Smelting) کہلاتا ہے۔

یوں تو سب دھاتیں ہی مفید ہیں لیکن لوہا ، تانبا اور ایلومینیم خاص اہمیت کی حامل ہیں کیونکہ ان کے بے شمار استعمال ہیں ۔ اس باب میں ان دھاتوں کے وقوع ، حصول اور خواص پر یکے بعد دیگرے غور کیا جائے گا ۔

8.1 لوہا (IRON)

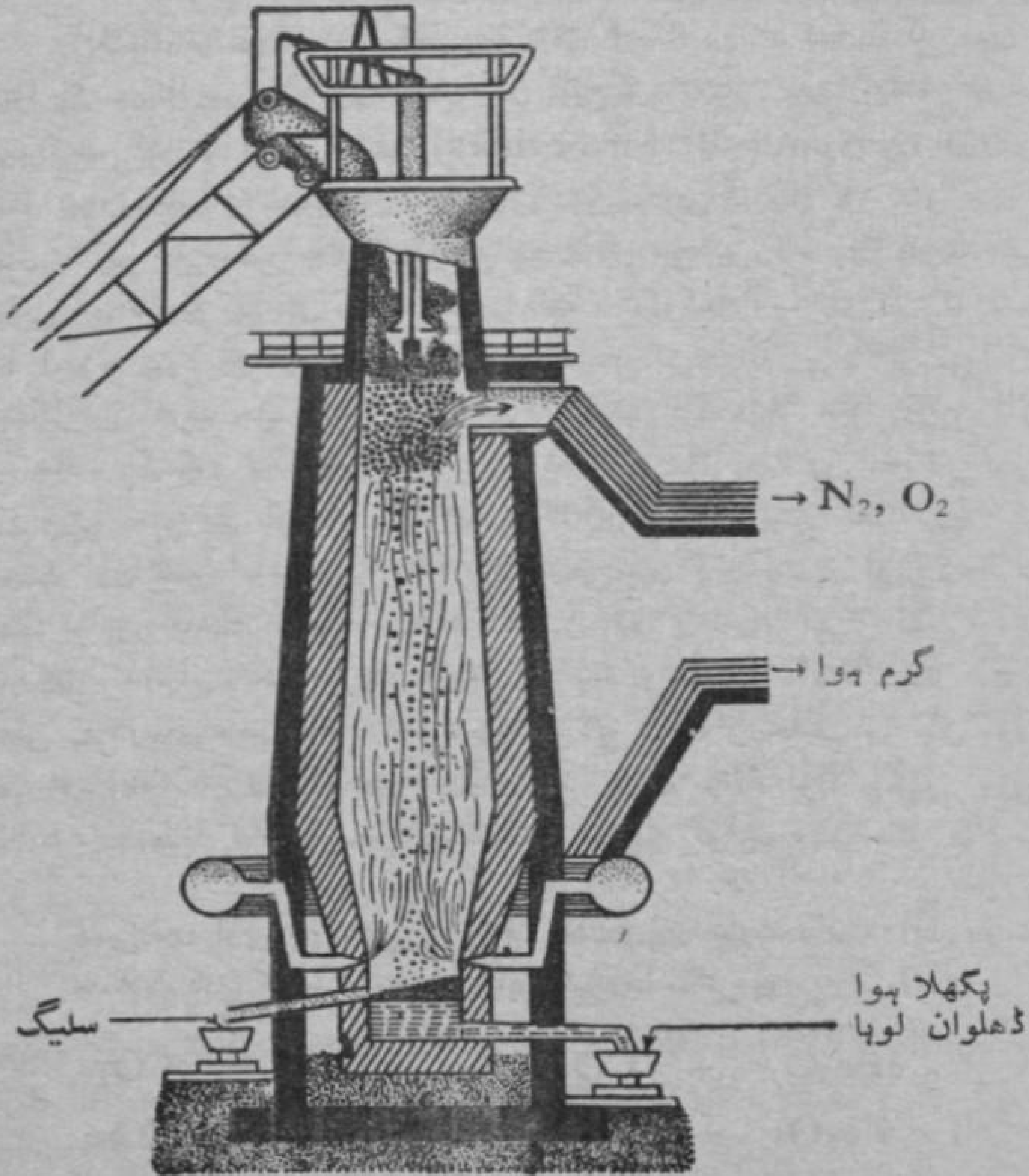
وقوع

لوہا قدرتی طور پر آزاد حالت میں صرف شہاب ثاقب میں موجود ہے ۔ چونکہ یہ ایک عامل دھات ہے ، اس لیے قدرتی طور پر یہ مرکب حالت میں موجود ہے ۔ یہ آکسائیڈ ، کاربونیٹ ، سلفائیڈ اور سیلکیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے ۔ آکسائیڈ کچ دھاتوں (Oxide Ores) میں ہیماٹائیٹ (Fe_2O_3 : Haematite) جو سرخی مائل بھورے رنگ کی کچ دھات ہے ، زیادہ تر لوہے کی دھات کاری میں مستعمل ہے ۔ اس کے علاوہ لوہے کا مقناطیسی آکسائیڈ میگناٹائیٹ (Fe_3O_4 Magnetite) اور لائمونائیٹ ($Fe_2O_3HO_2$: Limonite) بھی لوہے کے حصول کے لیے استعمال ہوتے ہیں ۔ پاکستان میں کالا باغ اور چترال کے علاقوں میں ہیماٹائیٹ کے ذخیرے موجود ہیں ۔ سلفائیڈ کی شکل میں یہ آئرن سلفائیڈ (FeS) اور کاپر پائی رائیٹ ($CuFeS_2$: Copper Pyrite) میں موجود ہے ، لیکن کچ دھاتوں سے عام طور پر لوہا حاصل نہیں کیا جاتا ۔

8 2 پیٹر یا خام لوہا (CAST IRON or PIG IRON)

پیٹر یا خام لوہے کی تیاری کے لیے ، جیسا کہ اوپر بیان کیا جا چکا ہے ، ہیماٹائیٹ (Fe_2O_3) کچ دھات استعمال ہوتی ہے ۔ ظاہر ہے کہ لوہا حاصل کرنے کے لیے اس آکسائیڈ سے آکسیجن کی علیحدگی ضروری ہے ۔ اس عمل کے لیے ایسا عامل درکار ہوتا ہے جو مقابلتاً سستا ہو اور جس کی عاملیت آکسیجن سے لوہے کے مقابلے میں بہت زیادہ ہو ۔ یہ عامل کاربن ہے جو کوک کی شکل میں استعمال ہوتا ہے ۔ اس اعتبار سے تخلیق شدہ کچ دھات میں کوک کی مناسب مقدار ملائی جاتی ہے ۔

چونکہ کچ دھات میں سلیکا لوثیں ہوتی ہیں اس لیے آمیزے میں چونے کا پتھر مناسب مقدار میں ملایا جاتا ہے تا کہ سلیکا لوثیں کیلشیم سلیکیٹ



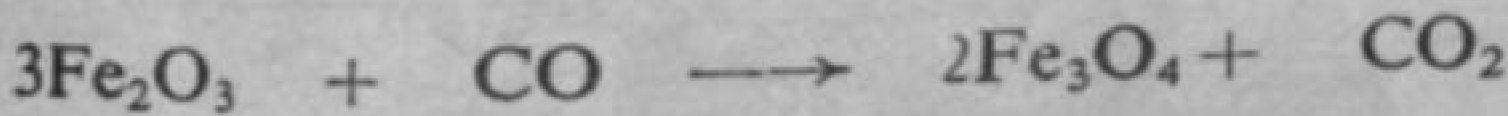
شکل 1—8 : بلاسٹ فرنیس میں کچ دھات سے ڈھلوان لوہے کی تیاری

بنا کر میل (Slag) کی شکل میں خارج ہو جائیں چونکہ یہ عمل معمولی ٹمپریچر پر نہیں ہوتا اس لیے زیادہ ٹمپریچر حاصل کرنے کے

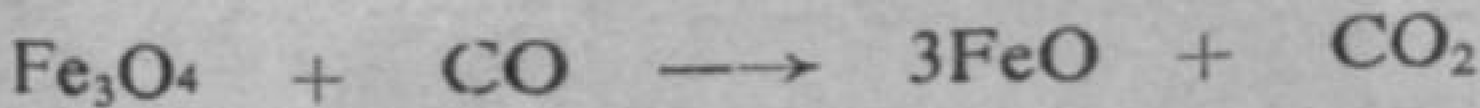
لیے ایک بھٹی جیسے جھکڑ بھٹی یا بلاسٹ فرنیس (Blast Furnace) کہتے ہیں ، استعمال ہوتی ہے جس کی تفصیلات حسب ذیل ہیں :

بلاسٹ فرنیس جس کے اہم پہلو شکل 1—8 میں دکھائے گئے ہیں ، ہوا کے جھکڑ سے کام کرتی ہے - اس بھٹی کی تعمیر میں زیادہ ٹمپریچر برداشت کرنے والی اینٹیں (Fire bricks) استعمال ہوتی ہیں اور بھٹی کو بیرونی طور پر سہارنے کے لیے فولادی چادریں استعمال کی جاتی ہیں - بھٹی کے نچلے حصے میں پائپ لگے ہوتے ہیں جن سے گرم ہوا بذریعہ پمپ بھٹی میں داخل کی جاتی ہے - کچ دھات ، کوک اور چونے کے پتھر کا آمیزہ بھٹی کے اوپر والے حصے سے داخل کیا جاتا ہے - گرم ہوا کے جھکڑ سے کوک جل اٹھتا ہے اور کاربن مانو آکسائیڈ اور کاربن ڈائی آکسائیڈ گیسیں پیدا ہوتی ہے - یہ تعاملات حرارت زا ہیں اس لیے بھٹی کے نچلے حصے کے نزدیک ٹمپریچر 1600°C تک پہنچ جاتا ہے جو لوہے کے نقطۂ اماعت سے زیادہ ہے ، بھٹی میں گرم گیسیں اوپر کی طرف اور تعاملی مادے نیچے کی طرف آتے ہیں ، اس لیے بھٹی میں ٹمپریچر درمیانی حصے سے اوپر کی جانب مقابلتاً گھٹتا جاتا ہے - بھٹی کے درمیانی حصے تک پہنچتے پہنچتے کچ دھات کی تخفیف ہو چکی ہوتی ہے اور زیادہ ٹمپریچر کی وجہ سے آزاد ہونے والا لوہا پگھلی ہوئی حالت میں بھٹی کے نچلے حصے کی طرف منتقل ہو کر جمع ہو جاتا ہے -

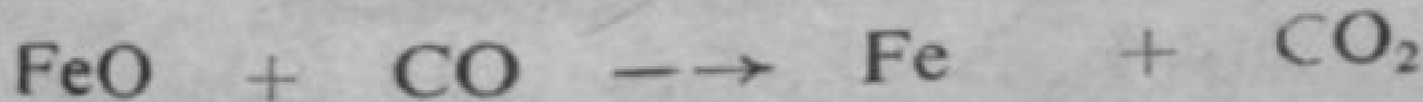
بھٹی میں اوپر سے نیچے کی طرف مادے کے گزرنے کے دوران ہونے والے تعاملات ذیل کی مساوات سے ظاہر کیے جا سکتے ہیں :



$$3Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2$$



$$Fe_3O_4 + CO \longrightarrow 3FeO + CO_2$$



$$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2$$

چونے کا پتھر ($CaCO_3$) حرارت سے کیلشیم آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے جو کچ دھات کی لوث سلیکا (SiO_2) سے مل کر

کیلشیم سلیکیٹ ($CaSiO_3$) بنا دیتا ہے ۔ یہ کیلشیم سلیکوٹ پگھلی ہوئی میل یا سلیگ (Slag) کی شکل میں پگھلے ہوئے لوہے پر تیرتا ہے ۔



$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$
$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

میل یعنی سلیگ اور پگھلا ہوا لوہا الگ الگ سوراخوں سے باہر خارج ہوتے رہتے ہیں ۔ پگھلے ہوئے لوہے کو بھٹی کے نیچے بنے ہوئے سوراخوں سے نکال کر ریت کے سانچوں میں ڈھال لیا جاتا ہے ۔ یہ ڈھلے ہوئے لوہے کے ٹکڑے انگوٹ (Ingot) کہلاتے ہیں ۔ جو خام لوہا اس طرح حاصل ہوتا ہے اسے بیڑ (Pig Iron) یا ڈھلوان لوہا (Cast Iron) کہتے ہیں ۔ اس میں 3 سے 4 فی صد کاربن ، 2 فی صد سلیکا اور کچھ فاسفورس موجود ہوتا ہے ۔

بیڑ یا ڈھلے ہوئے لوہے سے فولاد تیار کیا جاتا ہے ۔ اس میں آئرن کاربائیڈ کی موجودگی کی وجہ سے بھوٹک پن کی خاصیت ہوتی ہے یعنی چوٹ لگنے پر یہ ٹکڑے ٹکڑے ہو جاتا ہے ۔ اس کا نقطۂ اماعت لوثوں کی نوعیت پر منحصر ہوتا ہے ، تاہم °200 کے اگ بھگ پگھل جاتا ہے ۔ اس میں مستقل مقناطیسیت پیدا نہیں ہوتی ۔

8.3 فولاد (STEEL)

فولاد میں کاربن کا فی صد تناسب 1·0 سے 1·5 فی صد تک ہوتا ہے ۔ کاربن کی مقدار بیڑ میں سے گھٹا کر فولاد تیار کیا جاتا ہے ۔ اس کی تیاری کے عام طور پر دو طریقے ہیں :

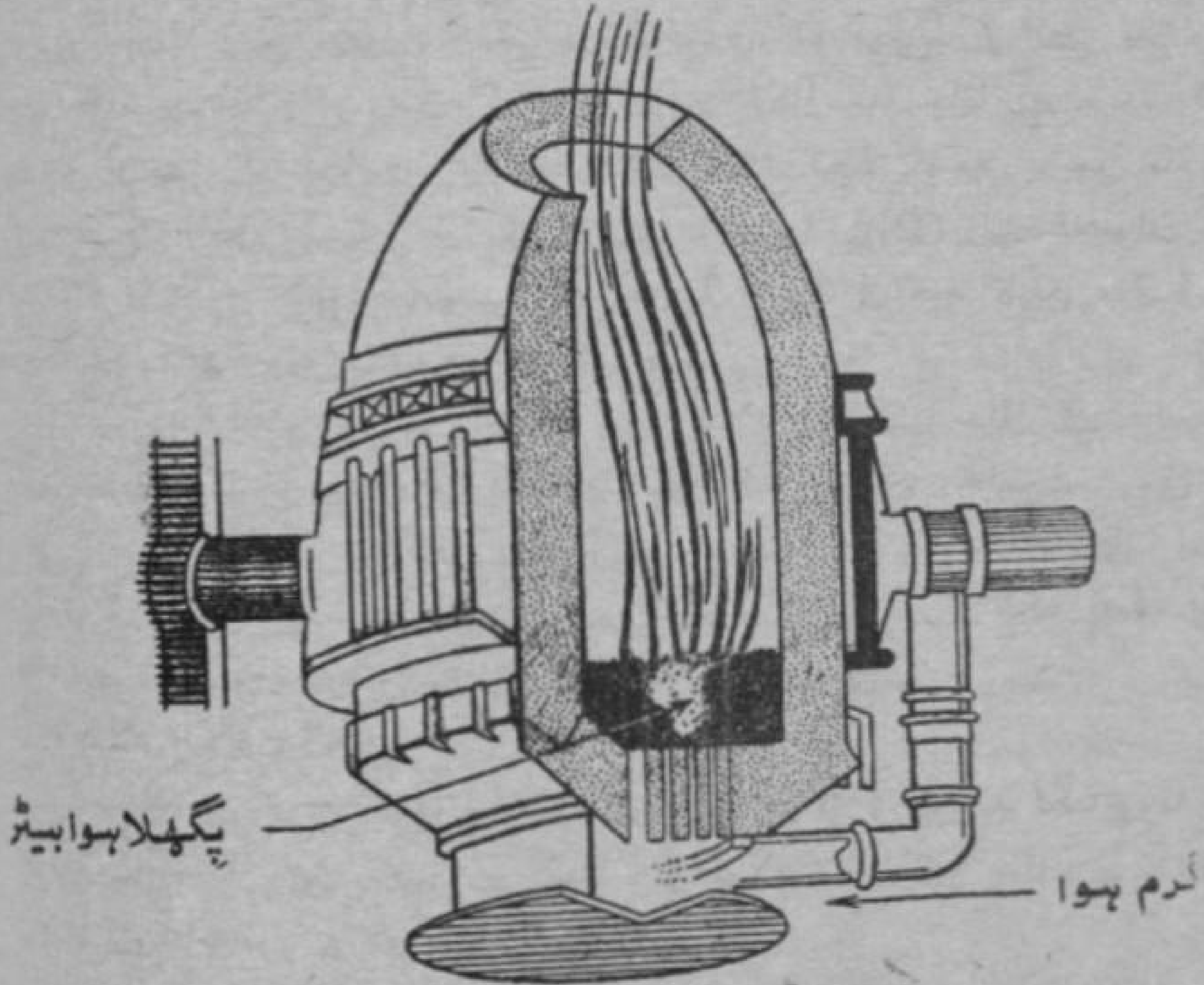
(i) بسمر کا طریقہ (Bessemer Process)

(ii) کھلی بھٹی کا طریقہ (Open Hearth Process)

علاوہ ازیں برق بھٹیوں (Electric Furnaces) سے بھی مختلف قسم کے فولاد تیار کئے جاتے ہیں ۔ چونکہ عام طور پر بسمر کا طریقہ اختیار کیا جاتا ہے ، اس لیے اس کی کچھ مختصر سی تفصیل دی جاتی ہے ۔

بسمر کی بھٹی مخصوص شکل کی ہوتی ہے جیسا کہ شکل 2—8 میں دکھایا گیا ہے ۔ بھٹی کی اندرونی استر کاری آتشی اینٹوں کی ہوتی ہے ۔ یہ آتشی اینٹیں یا تو سلیکا کی ہوتی ہیں یا پھر ڈولومائیٹ کچ دھات کی ۔

اس کا اِنتخاب بیڑ میں موجود کثافتوں کے لحاظ سے کیا جاتا ہے۔
بیڑ کو پگھلا کر بسمر کی بھٹی میں ڈالا جاتا ہے اور اس بھٹی کے نچلے حصے میں لگے ہوئے پائپ کے ذریعے گرم ہوا پگھلے ہوئے بیڑ میں سے گزاری جاتی ہے۔ اس عمل سے ایک تو پگھلا ہوا بیڑ ہلایا جاتا ہے



شکل 2-8 : بسمر کے طریقے سے فولاد کی تیاری

اور دوسرے کاربن ہوا سے مل کر CO کاربن مانو آکسائیڈ بناتی ہے جو بسمر بھٹی کے منہ پر نیلے شعلے سے جلتی ہے۔ سلیکان ، فاسفورس سلفر کی قلیل مقدار اور دیگر دھاتیں جو بطور لوٹوں کے موجود ہوتی ہیں ، سلیک کی شکل میں خارج ہو جاتی ہیں۔ اس طرح کاربن کی مقدار کم ہو کر فولاد تیار ہو جاتا ہے۔

فولاد لوہے کی خاص شکل نہیں ہے بلکہ 0.15 تا 2 فی صد کاربن اس میں موجود ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ اس میں ضرورت کے مطابق

سختی و نرمی پیدا کرنے کے لیے مختلف دھاتیں ملائی جاتی ہیں ۔ مثلاً میگنیز فولاد میں میگنیز ملائی جاتی ہے ۔ اس طرح ٹنگسٹن فولاد (Tungsten Steel) میں ٹنگسٹن دھات ہوتی ہے ۔ ٹنگسٹن فولاد بے حد سخت فولاد ہوتا ہے اور اس کی سختی کا انحصار نہ صرف اس میں موجود دھاتی اجزا پر ہوتا ہے بلکہ اس پر حرارتی عمل سے بھی یہ کیفیت پیدا ہوتی ہے ۔ اگر فولاد کو فوری ٹھنڈا کر دیا جائے تو یہ سخت اور پھوٹک ہو جاتا ہے ۔ لیکن اگر اسے آہستہ آہستہ گرم کر کے اسی طرح آہستہ آہستہ ٹھنڈا کریں تو اس میں نرمی پیدا ہوتی ہے ۔ گویا حرارت کے اثر سے اس کی اندرونی ساخت اثر انداز ہوتی ہے اور اس میں مختلف قسم کی سختی پیدا ہوتی ہے ۔ حرارت کے اس عمل کو تاؤ دینا یا ٹمپرنگ (Tempering) کہتے ہیں ۔ فولاد کو مستقل طور پر مقنایا جا سکتا ہے ۔

8.4 فولاد کی مختلف قسمیں اور ان کا استعمال

نمبر شمار	فولاد کی قسمیں	کاربن کی فی صد مقدار	استعمال
1	کم درجے کاربن کا فولاد	0·15 تا 0·3 فی صد	ورق پذیر ہے۔ ٹانکا لگانے ، پلوں کے شہتیر ، تاریں ، اور دیگر تعمیری ڈھانچوں میں استعمال ہوتا ہے ۔
2	اوسط درجے کاربن کا فولاد	0.5 تا 0.8 فی صد	پسٹن راڈ ، پٹڑیاں ، ایکسل اور متحرک مشینوں میں استعمال کیا جاتا ہے ۔
3	اونچے درجے کاربن کا فولاد	0·8 تا 2 فی صد	کلہاڑیاں ، سپرنگ ، چاقو اور خراد کے اوزار بنانے میں استعمال ہوتا ہے ۔

8.5 ایلومینیم (ALUMINIUM)

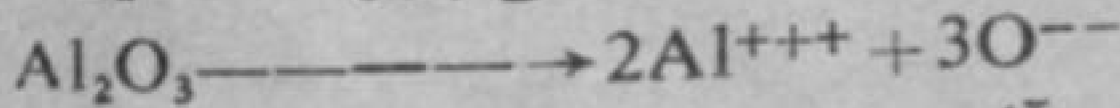
وقوع

ایلومینیم دھات کارخانہٗ قدرت میں آزاد حالت میں نہیں پائی جاتی۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ یہ آکسیجن کے ساتھ عمل کر کے انتہائی قیام پذیر مرکب ایلومینیم آکسائیڈ بناتی ہے۔ اس کی مشہور کچ دھات باکسائیٹ ($Al_2O_3\,x\,HO_2$) ہے۔ ایلو مینیم کی وافر مقدار چکنی مٹی (جو ایلومینیم کا آکسائیڈ ہے) کیولن میں موجود ہے۔ اس کے علاوہ یہ قیمتی نگینوں مثلاً لعل، زمرد، یاقوت، نیلم کی صورت میں بھی موجود ہے۔

تیاری

صنعتی طور پر ایلومینیم دھات باکسائیٹ سے حاصل شدہ ایلومینیم آکسائیڈ سے حاصل کی جاتی ہے۔ اس مقصد کے لیے پگھلے ہوئے ایلومینیم آکسائیڈ کی برق پاشیدگی کاربن برقیروں کی موجودگی میں کی جاتی ہے۔

پگھلی ہوئی حالت میں



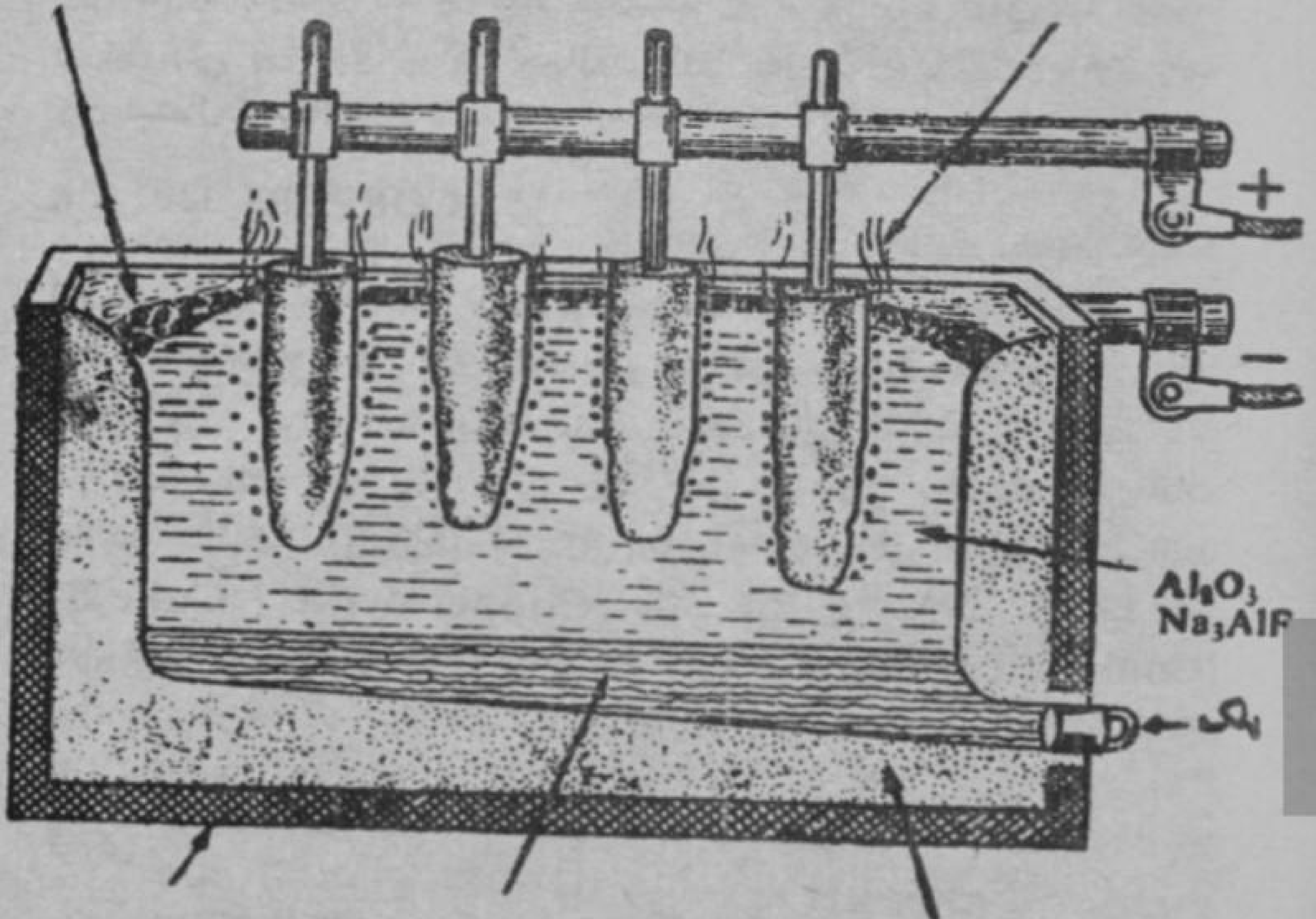
$$Al_2O_3 \longrightarrow 2Al^{+++} + 3O^{--}$$

ایلومینیم آکسائیڈ   ایلومینیم آئن   آکسیجن آئن

یہ Al^{+++} (ایلومینیم آئن) منفی برقیرے پر ایلومینیم Al دھات بن جاتا ہے۔

ایلومینیم آکسائیڈ بہت زیادہ ٹمپریچر پر پگھلتا ہے۔ اس لیے اس مشکل پر قابو پانے کے لیے اسے پگھلے ہوئے کرایولائیٹ Cryolite (Na_3AlF_6) میں حل کر لیا جاتا ہے۔ کرایولائیٹ مقابلتاً بہت کم ٹمپریچر پر پگھل جاتا ہے۔ اس میں باکسائیٹ حل ہو جاتا ہے۔

ایلومینیم تیار کرنے کی بھٹی شکل 3--8 میں دکھائی گئی ہے اس میں کاربن کے مثبت برقیروں کے اطراف کاربن کا سفوف چھڑکا جاتا ہے۔ تاکہ یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ کاربن کے مثبت برقیرے ٹھوس ایلومینیم



شکل 3—8 : ایلومینیم آکسائیڈ کی برق پاشیدگی سے ایلومینیم کی تیاری آکسائیڈ کی برق پاشیدگی سے نکلنے والی آکسیجن سے عمل کر جائے۔ منفی برقیرے پر آزاد ہونے والی دھات پگھلی ہوئی حالت میں وقتاً فوقتاً نکال لی جاتی ہے۔

ایلومینیم کا استعمال

یہ ہلکی ، مضبوط ، چمک دار اور قیام پذیر ہونے کی وجہ سے بہت مفید دھات ہے۔ اس کی چادریں گھروں کی چھت کے طور پر استعمال ہوتی ہیں۔ ہلکی اور مضبوط ہونے کی وجہ سے ہوائی جہازوں کے پرزے بنانے میں استعمال ہوتی ہے۔ ایلومینیم کا سفوف رنگوں میں استعمال ہوتا ہے کیونکہ یہ اشعاعی توانائی کو منعکس کرتا ہے۔

نیلم ، لعل ، زمرد اور یاقوت اس کے قیمتی مرکبات ہیں۔ اس کے علاوہ دوسری دھاتیں مثلاً میگنیشیم کے ساتھ اس کی ہلکی زرد مضبوط بھرتیں بنتی ہیں جو ہوائی جہازوں اور ریل گاڑیوں کی ساخت میں کافی استعمال کی جاتی ہے۔

8 6 تانبا (COPPER)

وقوع

تانبا قدرتی طور پر آزاد اور مرکب دونوں حالتوں میں موجود ہوتا ہے۔ چونکہ یہ ایک عامل دھات ہے اس لیے زیادہ تر مرکب حالت میں پائی جاتی ہے۔ اس کے اہم سلفائیڈ کچ دھات چالکو سائیٹ (Chalcocite) : (Cu_2S) اور کاپر پائیرائیٹ (Copper pyrite : $CuFe_2S$) ہیں۔ ان کے علاوہ آکسائیڈ اور کاربونیٹ کچ دھاتوں میں سرخ رنگ کا کیوپرائیٹ (Cuperite : CuO_2) اور سبز رنگ کا میلا کائیٹ (Malachite : $Cu_2(OH_2)CO_3$) میں پایا جاتا ہے۔

تیاری

دھات کی تیاری کے طریقے کا انحصار کچ دھات کی ترکیب پر منحصر ہے۔ اگر کچ دھات میں آزاد حالت میں تانبا موجود ہو تو تانبے والی چٹانوں کو پہلے توڑ کر پیس لیا جاتا ہے۔ اس کے بعد اسے چلتے پانی میں دھو کر چٹانی مادوں سے پاک کر دیا جاتا ہے۔ اس طرح حاصل ہونے والے تانبے کو پگھلا لیا جاتا ہے اور پھر زیادہ صاف کرنے کے لیے اسے برق پاشیدگی سے خالص حالت میں حاصل کر لیا جاتا ہے۔

اگر تانبا کاربونیٹ یا آکسائیڈ کچ دھات کی صورت میں ہو تو پہلے کچ دھات کو گندھک کے تیزاب میں ملا دیا جاتا ہے جس سے تانبا تیزاب میں حل ہو جاتا ہے مثلاً میلا کائیٹ کے ساتھ مندرجہ ذیل تعامل ہوگا :



$$Cu_2(OH)_2C_3 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2\,CuSO_4 + 3\,H_2O + CO_2 \uparrow$$

کاپر سلفیٹ کے محلول سے کاپر کے آئنوں کی برق پاشیدگی سے یا کسی زیادہ عامل دھات مثلاً لوہے کی مدد سے تکسید کر لی جاتی ہے -

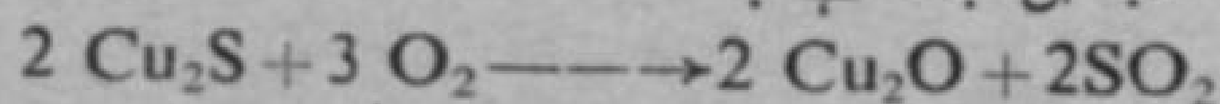


$$CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu\downarrow + FeSO_4$$



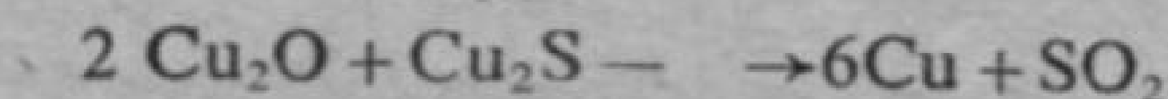
$$Cu^{++} + Fe \longrightarrow Cu + Fe^{++} \quad \text{یا}$$

سلفائیڈ کچ دھاتوں سے تیاری کے لیے پہلے کچ دھات کو غیر ضروری مادوں سے پاک کر لیا جاتا ہے - اس کے بعد کچ دھات کو کھلی بھٹیوں (Open-hearth Furnaces) میں اچھی طرح سے گرم کیا جاتا ہے جس سے کاپر اور آئرن کے سلفائیڈوں کو کچھ سلفر ، سلفر ڈائی آکسائیڈ بن کر خارج ہو جاتی ہے اور کاپر اور آئرن سلفائیڈوں کا کچھ حصہ کاپر اور آئرن کے آکسائیڈوں میں تبدیل ہو جاتا ہے - اس طرح بھٹیوں میں بھنی ہوئی کچ دھات میں Cu_2S ، Cu_2O ، FeO اور کچھ سونا اور چاندی بطور لوٹوں کے موجود ہوتے ہیں - اس کے بعد بھنی ہوئی کچ دھات میں کچھ چونے کا پتھر اور سلیکا ملا کر دوبارہ بھٹیوں میں گرم کیا جاتا ہے - آئرن آکسائیڈ سلیکا سے مل کر میل یعنی اسلیگ آئرن سلیکیٹ : $FeSiO_3$) کی شکل میں پگھلے ہوئے مادے کے اُوپر آ جاتا ہے اور خارج کر دیا جاتا ہے - زائد سلیکا چونے سے مل کر بھی میل یعنی سلیگ (کیلشیم سلیکیٹ $CaSiO_3$) بن کر نکل جاتا ہے - اس طرح پگھلے ہوئے مادے میں صرف کاپر سلفائیڈ Cu_2S کاپر آکسائیڈ (Cu_2O) اور کچھ سونا چاندی لوٹوں کے طور پر موجود ہوتے ہیں - اس پگھلے ہوئے مادے کو جسے میٹی (Mat(e) کہتے ہیں بسمر کی بھٹی میں منتقل کر کے گرم کیا جاتا ہے جس سے مندرجہ ذیل تعامل ہوتے ہیں اور تانبا بن جاتا ہے :



$$2\,Cu_2S + 3\,O_2 \xrightarrow{} 2\,Cu_2O + 2SO_2$$

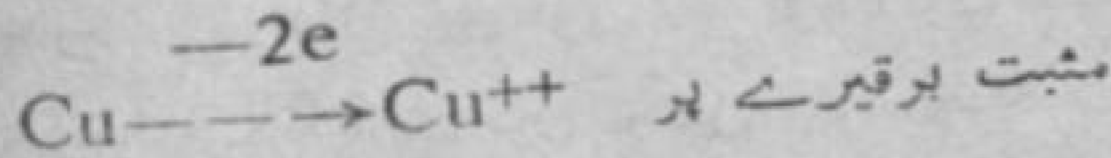
ہوا سے



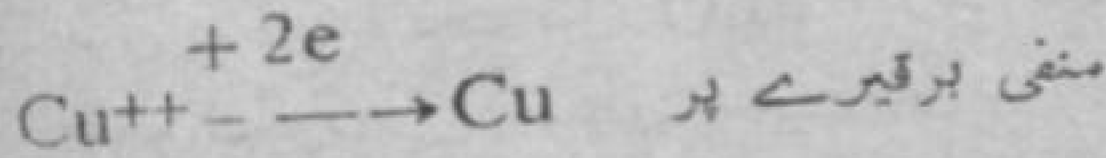
$$2\,Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6Cu + SO_2$$

اس طرح بننے والے تانبے پر سلفر ڈائی آکسائیڈ کے خارج ہونے کی وجہ سے آبلے بن جاتے ہیں اس لیے اسے آبلہ دار تانبا (Blister Copper) کہتے ہیں -

غیر خالص تانبے کی تخلیص کے لیے ایک حوض میں کاپر سلفیٹ ($CuSO_4$) کا محلول ڈال کر اس میں تھوڑا سا سلفیورک ایسڈ موصل بنانے کے لیے ملا دیتے ہیں - منفی برقیروں پر خالص تانبے کی پتریاں اور مثبت برقیروں پر نسبتاً غیر خالص تانبے کے بلاک حوض میں لٹکائے جاتے ہیں - بجلی کے مثبت برقیروں سے تانبے کے ایٹم منفی برقیروں پر جمع ہو جاتے ہیں - مثبت برقیروں کی لوثیں حوض کی تہہ میں بیٹھ جاتی ہیں ، جن سے سونا اور چاندی حاصل کیے جاتے ہیں - منفی برقیروں کا تانبا تقریباً 99.9 فی صد خالص ہوتا ہے - عمل کی وضاحت یوں ہے :



$$Cu \xrightarrow{-2e} Cu^{++}$$ مثبت برقیرے پر



$$Cu^{++} \xrightarrow{+2e} Cu$$ منفی برقیرے پر

خالص تانبا

تانبے کی خاصیتیں

یہ سرخی مائل دھات ہے جس پر بھورے رنگ کی ایک تہہ ہوتی ہے - یہ دھات لوہے کی نسبت زیادہ ملائم اور کثیف ہوتی ہے - کھلی ہوا میں اس پر نیلا تھوتھا (Copper Sulphate) : $CuSO_4$) یا کاپر کاربونیٹ (Copper Carbonate) : $CuCO_3$) کی سبز تہہ جم جاتی ہے جو اسے مزید زنگ لگنے سے بچاتی ہے - تانبا زیادہ عامل دھات نہیں ہے - گندھک اور نمک کے تیزاب اس پر عمل نہیں کرتے - مگر شورے کا تیزاب اس پر کیمیائی عمل کرتا ہے - اس کے تمام حل پذیر مرکبات زہریلے ہوتے ہیں -

تانبے کا استعمال

عمدہ موصل ہونے کی وجہ سے اس سے بجلی کے تار اور دوسرے بجلی کے سامان بنائے جاتے ہیں - پانی کے نلکے اور چھت گیریں تیار کی جاتی ہیں - اس سے بعض بھرت مثلاً پیتل ، کانسی وغیرہ تیار کیے جاتے ہیں - سکے بنانے میں بھی استعمال ہوتا ہے - اس کا سب سے مشہور

نمک ، نیلا تھوتھا (Copper Sulphate) ہے ، جو زراعت میں مختلف کیڑوں کو مارنے اور کئی مرکبات کے علاوہ ان دوائیوں میں بھی استعمال ہوتا ہے جو پانی میں کیڑے مارنے کے کام آتی ہیں ۔

8.7 بھرتیں (ALLOYS)

بھرت دو یا زیادہ دھاتوں کا ایک ٹھوس آمیزہ ہوتا ہے ۔ اگر بھرت کو دو یا زیادہ دھاتوں کا ٹھوس محلول کہا جائے تو وہ ٹھیک ہوگا ۔ مثلاً تانبے اور جست کو اگر پگھلی ہوئی حالت میں ملایا جائے تو یہ ہر تناسب میں آمیزہ بنا سکتے ہیں ۔ یہی حالت قلعی (Tin) کا بھی ہے ۔ بعض صورتیں ایسی بھی ہیں جن میں اشتراک کرنے والی دھاتیں ایک دوسرے سے کیمیائی مرکب بنا لیتی ہیں ۔

بھرتوں کے خواص اپنے اجزاء کے طبعی خواصوں سے عام طور پر مختلف ہوتے ہیں ۔ مثلاً رنگ ، لچک ، حرارت سے پھیلاؤ ، برق موصلیت ، مقناطیسی خصوصیات اور کثافت اضافی وغیرہ ۔ عام طور پر بھرتوں کا نقطۂ اماعت اشتراک کرنے والی دھاتوں کے نقطۂ اماعت سے کم ہوتا ہے ۔

ذیل میں چند اہم بھرت اور ان کے استعمال دیے گئے ہیں :

(i) کانسی (Bronze)

یہ تانبے اور ٹن کا بھرت ہے ۔ یہ بھرت تانبے اور ٹن دونوں سے زیادہ مضبوط اور پائیدار ہے ۔

(ii) پیتل (Brass)

یہ تانبے اور جست کا بھرت ہے ۔ اس کی چمکدار اور زرد سطح جلد سیاہ پڑ جاتی ہے ۔ چونکہ اس پر کھانے پینے کی چیزوں کا عمل ہوتا ہے اس لیے اسے کھانے کے برتنوں میں بہت کم استعمال کیا جاتا ہے ۔ یہ پانی کے نل ، مشینری ، سمندری جہازوں کے بعض حصے اور گھریلو استعمال کی اشیا بنانے کے لیے استعمال ہوتا ہے ۔

(iii) بابٹ (Babbit)

یہ بھرت قلعی ، تانبے اور انٹیمنی کا بھرت ہے - اسے مشینوں کے بیرنگ بنانے میں استعمال کرتے ہیں - موٹروں کے کرینک شافٹ (Crank Shaft) اس سے بنائے جاتے ہیں -

(iv) ڈیور ایلومن (Duralumin)

یہ بہت ہلکا اور مضبوط بھرت ہوتا ہے اس لیے یہ ہوائی جہازوں کے پرزے بنانے کے لئے استعمال ہوتا ہے - خالص ایلومینیم کی لوٹ فولاد کی لوٹ کا ایک تہائی ہے - اس کے باوجود یہ ہوائی جہازوں کے پرزوں میں استعمال نہیں ہوتا کیونکہ اس کی ٹینسائل قوت (Tensile Strength) (کھنچاؤ برداشت کرنے کی قوت) مقابلتاً کم ہے - خود میگنیشیم بھی ہلکی دھات ہے ، لیکن یہ بھی خالص حالت میں پرزوں کی ساخت کے لیے موزوں نہیں ہے - البتہ ایلومینیم ، میگنیشیم ، تانبے اور مینگنیز سے بننے والا بھرت ڈیور ایلومن بہت ہی مضبوط بھرت ہے اس لیے یہ فضائی مشینوں مثلاً راکٹوں کی تیاری کے لیے بے حد مفید ہے -

(v) ٹائپ میٹل (Type Metal)

سیسہ بڑی آسانی سے پگھلتا ہے اور تھوڑی سی قلعی کی آمیزش سے اس کا درجۂ پگھلاؤ اور بھی کم ہو جاتا ہے - اس کے علاوہ سیسے اور قلعی کا یہ آمیزہ ٹھنڈا ہو کر سکڑتا ہے - لیکن پندرہ فی صد اینٹیمنی (Antimony) کی آمیزش بھی سیسے اور قلعی کا آمیزہ ٹھنڈا ہونے پر پھیلتا ہے اس لیے بھرت کو ٹائپ کے حروف بنانے کے لیے استعمال کرتے ہیں -

(vi) سولڈر (Solder)

نلوں کو ٹانکا لگانے والے اسے استعمال کرتے ہیں - یہ سیسے اور قلعی کا بھرت ہے جسے سولڈر کہتے ہیں - سولڈر آسانی سے پگھل جاتا ہے اور اس کے ذریعے دوسری دھاتوں کو ٹانکا لگایا جاتا ہے -

(vii) نائکروم (Nichrome)

یہ نکل ، کرومیم ، لوہے اور مینگنیز کا بھرت ہے - یہ برق رو کے

بہاؤ کی مزاحمت کرتے ہوئے نرم ہو جاتا ہے اس لیے اسے استریاں اور ہیٹروں کے حرارتی تار یا ایلیمنٹ بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے -

(viii) سٹین لیس سٹیل (Stainless Steel)

کاربن کے ساتھ پندرہ فی صد کرومیم ملانے سے یہ بھرت بنتا ہے اسے آسانی سے زنگ نہیں لگتا اور نہ غذائی تیزابوں کا اس پر اثر ہوتا ہے - اس کی حرارت کے لیے ایصالیت کم ہوتی ہے اس لیے سٹین لیس سٹیل (Stainless Steel) سے بنے ہوئے کھانا پکانے کے برتنوں کے پیندے پر تانبے کی تہہ چڑھا دی جاتی ہے - گھڑیوں کے کیس بھی اسی سے بنائے جاتے ہیں -

نئی ضرورتوں کے مطابق نئے نئے بھرت بنائے جا رہے ہیں - بعض بھرتوں کو بنانے کے لیے دھاتوں کو خلائی بھٹیوں (Vacuum Furnaces) کے ذریعے پگھلایا جاتا ہے -

جیٹ انجن اور راکٹ بنانے کے لیے ایسی دھاتوں کی ضرورت ہے جن پر بہت زیادہ درجۂ حرارت بھی اثر انداز نہ ہو - اس طرح میزائلوں اور فضا میں اڑنے والی مشینوں کو رگڑ سے پیدا ہونے والی حرارت سے بچانے کے لیے بھی نئی قسم کے بھرتوں کی ضرورت ہے - اس کے علاوہ ایٹمی ری ایکٹر اور ایٹمی بھٹیوں کے لیے بھی خاص بھرت تیار کرنے کی ضرورت پڑتی ہے - چنانچہ اس سلسلے میں تحقیقات جاری ہیں -

سوالات

1 - (ا) پاکستان میں لوہے کے فلزات یا کچ دھات کس جگہ پائے جاتے ہیں ؟

(ب) بلاسٹ فرنیس میں کیا کیا عمل ہوتے ہیں ؟ انہیں بیان کیجیے -

(ج) پیڑ یا کاسٹ آئرن (Cast Iron) فولاد سے کس طرح مختلف ہوتا ہے ؟ صنعتی کاموں میں پھوٹک لوہے کا استعمال بتائیے -

(د) گرم فولاد کو فوراً ٹھنڈا کرنے سے کیا اثر ہوتا ہے ؟

2 - ایلومینیم آزاد حالت میں کیوں نہیں پایا جاتا ؟ ایلومینیم آکسائیڈ سے دھات کیسے تیار کی جاتی ہے ؟ ایلومینیم کے چار اہم استعمال لکھیے - نیز دو ایسے بھرتوں کے نام لکھیے جن میں ایلومینیم استعمال ہوتی ہے - ایلومینیم کے برتن صاف کرنے کے لیے تیز پاؤڈر کیوں استعمال نہیں کیے جاتے ؟

3 - تانبے کی مشہور کچ دھاتوں کے نام اور فارمولے لکھیے - تانبے کے تین خاص استعمال بتائیے - تانبے کی وہ کون سی خصوصیات ہیں جن کی وجہ سے یہ صنعتی استعمال میں لایا جاتا ہے ؟ تانبے کی تین بھرتوں کے نام دیں اور ان کی ترکیب بیان کیجیے -

4 - (ا) کچ دھات کو بھوننے (Roasting) سے کیا مراد ہے اور یہ کس لیے کیا جاتا ہے ؟

(ب) دھاتیں کس طرح ان کے فلزات یا کچ دھاتوں سے حاصل کی جاتی ہیں ؟

5 - (ا) تانبے کو چٹانی مادے سے علیحدہ کرنے کے عمل کی وضاحت کیجیے - سلفائیڈ کچ دھات سے تانبا کس طرح علیحدہ کیا جاتا ہے ؟ اس طریقے کے ہر حصے کے تعامل بیان کیجیے -

(ب) کیا تانبے کو زنگ لگتا ہے ؟ مفصل بتائیے -

(ج) خام تانبے اور اس کی لوثوں کو مکمل طور پر کیوں علیحدہ یا دور کیا جاتا ہے ؟ خالص تانبے کی لوثوں سے کیا مراد ہے ؟

6 - (ا) خالص دھاتوں کی بجائے بھرت کیوں اکثر استعمال میں آتے ہیں ؟

(ب) بھرت کی تین عام قسموں کے نام ، ترکیب اور استعمال بتائیے ؟

(ج) ہم پیتل کے برتن کھانے پکانے میں کیوں استعمال نہیں کرتے ؟

7 - (ا) سولڈر کن دھاتوں سے بنتا ہے ؟

(ب) ٹائپ میٹل میں اینٹیمنی کس لیے استعمال ہوتا ہے ؟

(ج) کاربن فولاد اور بھرت فولاد میں فرق کی وضاحت کیجیے ۔

8 - دھات کاری کسے کہتے ہیں ؟

(ا) کچ دھات اور معدنیات میں کیا فرق ہے ؟

(ب) فولاد ، کاسٹ آئرن سے کس طرح مختلف ہوتا ہے ۔

(ج) فولاد بنانے کا کوئی ایک طریقہ تفصیل سے بیان کیجیے۔ نیز دو عناصر کے نام لیجیے جو فولاد کو سخت اور مضبوط بنانے کے لیے استعمال ہوتے ہیں ۔

(د) فولاد کے چار بھرت اور ان کی ساخت اور استعمال بتائیے ۔

نواں باب

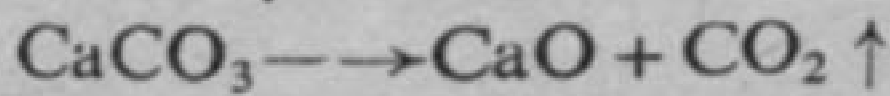
تعمیری اشیاء

(چونا ، سیمنٹ ، اینٹیں ، شیشہ ، پینٹ)

9.1 چونے کا پتھر ($CaCO_3$)

پاکستان میں چونے کے پتھر کے وسیع ذخائر موجود ہیں - کراچی کے قریب منگھو پیر میں ، دھابے جی سے روہڑی تک ، کوئٹہ اور ہرنائی کے علاقے میں - ماڑی انڈس ، ڈنڈوت ، واہ اور نوشہرہ کے علاقوں میں چونے کا پتھر با افراط ملتا ہے - پاکستان میں اس کی مانگ روز بروز بڑھ رہی ہے - 1947ء کے 3,41,000 ٹن کے مقابلے میں ، 1960ء میں 10,64,000 اور 1965ء 28,00,000 ٹن چونا نکالا گیا -

چونا مکانات وغیرہ بنانے کے کام آتا ہے - چونے کا پتھر دراصل کیلشیم کاربونیٹ ہوتا ہے - سنگ مرمر ، کیلسائیٹ (Calcite) سیپیاں ، گھونگے ، مرجان (Coral) اور چاک کا رسوب بھی کیلشیم کاربونیٹ ہی کی مختلف شکلیں ہیں - جن میں بعض قلمی اور بعض غیر قلمی (Amorphous) ہیں - گرم کرنے پر یہ کیلشیم آکسائیڈ (ان بجھے چونے) اور کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے -



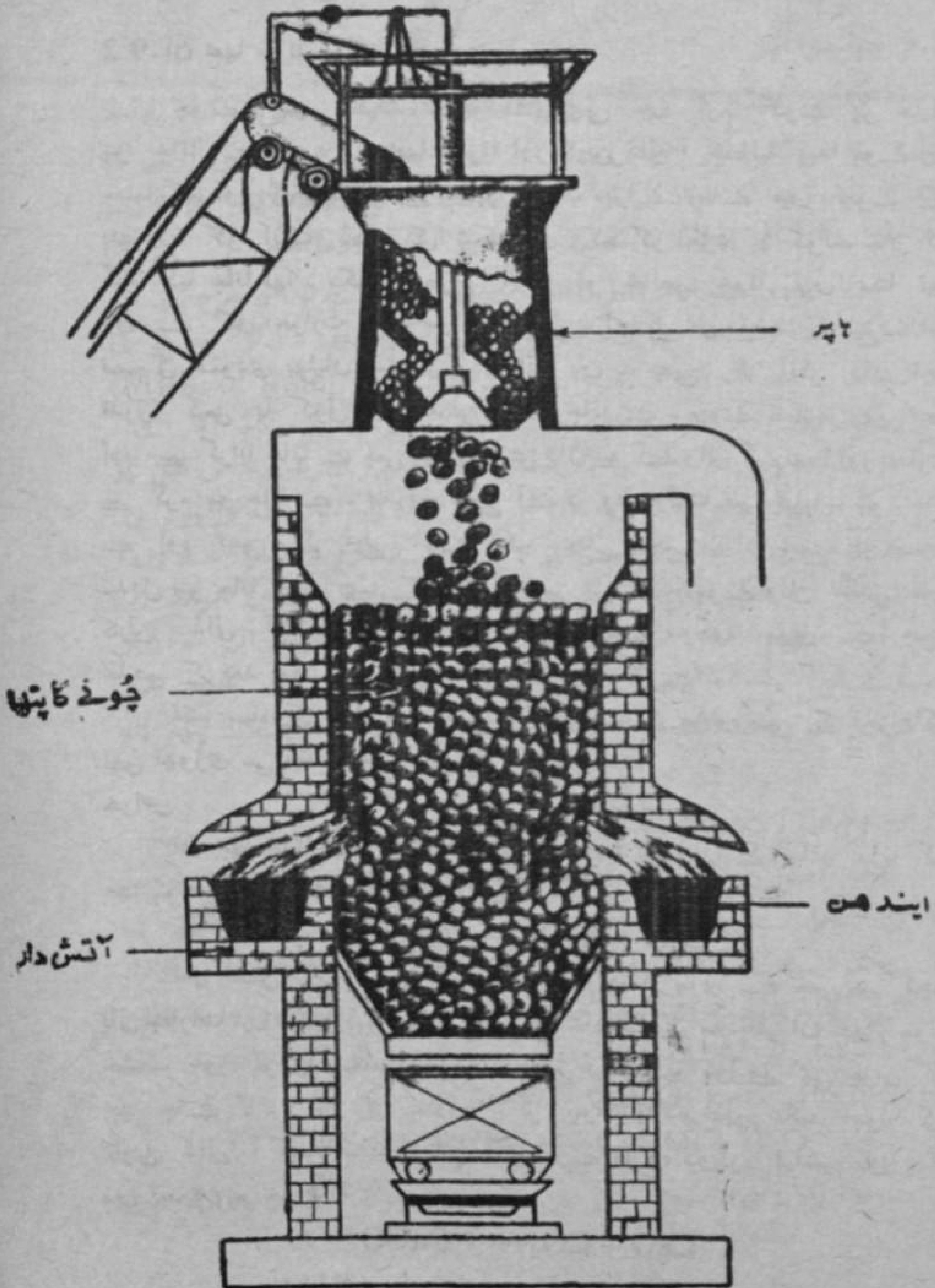
$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

کیلشیم کاربونیٹ پانی میں حل نہیں ہوتا -

استعمال

1 - چونے کا پتھر ، سیمنٹ اور انیمل (Enamel) کی صنعت اور کیلشیم کے دیگر مرکبات بنانے کے کام آتا ہے - تازہ ترسیب شدہ مرکب دانتوں کے منجن اور پینٹ بنانے میں استعمال ہوتا ہے -

2 - زراعت میں زمین کی تیزابیت دور کرنے کے لیے استعمال ہوتا ہے -



شکل 1-9 : چونے کے پتھر سے ان بجھے چونے کی تیاری

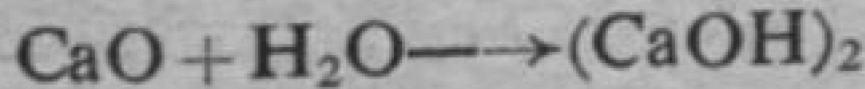
9.2 ان بجھا چونا (CaO)

چونے کا پتھر (کیلشیم کاربونیٹ) بھٹی میں گرم کرنے پر تحلیل ہو جاتا ہے اور ان بجھا چونا اور کاربن ڈائی آکسائیڈ پیدا ہوتے ہیں جیسا کہ اوپر کی مساوات سے ظاہر ہے - پرانے زمانے میں چونے کے پتھروں کو ایک ڈھیر کی شکل میں رکھ کر لکڑی کا کوئلہ جلا کر گرم کیا جاتا تھا - مگر اس طرح ایک تو خالص چونا نہیں ملتا تھا دوسرے کافی حرارت ضائع ہو جاتی تھی - آج کل اس مقصد کے لیے خاص قسم کی عمودی بھٹیاں استعمال کی جاتی ہیں - بھٹی کے آتش دان میں قدرتی گیس یا کوئی اور ایندھن جلایا جاتا ہے - چونے کا پتھر بھٹی میں اوپر سے گرایا جاتا ہے جس سے یہ آتش دان سے آنے والی گرم ہوا اور شعلوں سے گرم ہو جاتا ہے - بتدریج نیچے آنے پر وہ حرارت سے تحلیل ہو جاتا ہے اور بھٹی کے نچلے سرے تک پہنچتے پہنچتے وہ ان بجھے چونے میں تبدیل ہو جاتا ہے - بھٹی کے بالائی حصے سے خارج ہونے والی گیس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کافی مقدار میں موجود ہوتی ہے جسے تخلیص کے بعد بوقت ضرورت استعمال کیا جا سکتا ہے -

تختہ سیاہ کے چاک میں کیلشیم کاربونیٹ کے علاوہ مٹی کے اجزاء کی بھی تھوڑی سی مقدار ہوتی ہے -

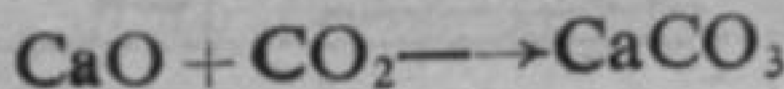
خواص

ان بجھا چونا ایک سفید ٹھوس شے ہے - جو پانی کے ساتھ مل کر بجھا ہوا چونا $[Ca(OH)_2]$ بناتا ہے -



$$CaO + H_2O \longrightarrow (CaOH)_2$$

اس عمل کے دوران کافی حرارت پیدا ہوتی ہے جس سے کچھ پانی بخارات میں تبدیل ہو جاتا ہے - اس خاصیت کے مد نظر ان بجھا چونا خشک اور ہوا بند مقام پر رکھنا چاہیے ورنہ یہ ہوا سے نمی چوس کر بجھ جائے گا - اس کے علاوہ اگر چونا زیادہ دیر تک ہوا کی کاربن ڈائی آکسائیڈ سے مس کرتا رہے تو وہ دوبارہ کیلشیم کاربونیٹ میں تبدیل ہو جائے گا -



$$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$

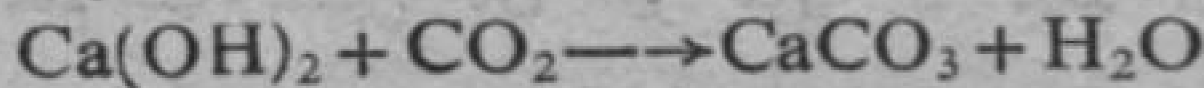
9.3 بجھا ہوا چونا

کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ [$Ca(OH)_2$] ایک سستی مگر کارآمد الکلی ہے ، اس لیے صنعتی میدان میں جب بھی کسی سستی الکلی کی ضرورت پڑتی ہے تو چونا ہی استعمال ہوتا ہے ۔ اس کے علاوہ چونے کی کافی مقدار گارا اور پلستر بنانے کے لیے بھی استعمال ہوتی ہے ۔

چونا پانی میں بہت قلیل مقدار میں حل ہوتا ہے ۔ اس طرح سے جو صاف ہلکا سا محلول بنتا ہے اسے چونے کا پانی کہتے ہیں ۔ اگر چونے کی مقدار پانی میں کافی ہو تو پھر اسے دودھیا چونا (Milk of lime) کہتے ہیں ، جو دیواروں وغیرہ پر سفیدی کرنے کے کام آتا ہے ۔
کیلشیم کے بعض مرکبات مثلاً کیلشیم فاسفیٹ ہمارے بدن خاص طور پر ہڈیوں کا ضروری جزو ہوتے ہیں اس لیے جن بچوں کی ہڈیاں کمزور ہوتی ہیں انہیں کیلشیم کے قابل ہضم مرکبات دوا کے طور پر دیے جاتے ہیں ۔
چونا زراعت میں بھی استعمال ہوتا ہے کیونکہ مسلسل فصلیں بونے سے زمین کی تیزابی خاصیت بڑھ جاتی ہے ۔ لہٰذا زمین کے تیزابی اثر کو زائل کرنے کے لیے کسان اسے کھیتوں میں ڈالتے ہیں ۔ اس طرح زمین ''میٹھی'' ہو جاتی ہے ۔ بعض علاقوں کی زمین میں چونے کا پتھر پایا جاتا ہے ۔

گارا اور پلستر (Mortar and Plaster)

ایک حصہ چونا اور تین حصے ریت کے آمیزے میں پانی ملانے سے گارا بن جاتا ہے ۔ جسے دیواروں میں اینٹیں لگانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے ۔ گارے کے سخت ہونے میں کاربن ڈائی آکسائیڈ اہم کردار ادا کرتی ہے ۔ گارے میں ریت کی وجہ سے کافی مسام پیدا ہو جاتے ہیں ۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ ان مساموں میں سرایت کر کے (جذب ہو کر) $Ca(OH)_2$ کو سخت $CaCO_3$ میں تبدیل کر دیتی ہے ۔



$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

چونا پانی کے نیچے اس لیے سخت نہیں ہوتا کہ اسے CO_2 نہیں ملتی ۔

9.4 جپسم $(CaSO_4 . 2H_2O)$ اور پلاسٹر آف پیرس

پاکستان میں یہ معدنی مرکب کوہستان نمک میں بکثرت پایا جاتا ہے - یہ دراصل قلمی کیلشیم سلفیٹ ہوتا ہے جس کے ہر مالیکیول کے ساتھ پانی کے دو مالیکیول ہوتے ہیں - جپسم $(CaSO_4 .2H_2O)$ کو گرم کرنے پر اس میں سے کچھ پانی نکل جاتا ہے اس طرح جو باریک سفوف رہ جاتا ہے اسے پلاسٹر آف پیرس کہتے ہیں - خالص حالت میں یہ برف کی طرح سفید ہوتا ہے - پلاسٹر آف پیرس میں پانی ملانے سے ایک لئی سی بن جاتی ہے جو تھوڑی دیر میں جم کر سخت ہو جاتی ہے - جمنے کے اس عمل کے دوران پلاسٹر آف پیرس پانی سے عمل کر کے ایک قلمی سخت شے میں تبدیل ہو جاتا ہے - پلاسٹر آف پیرس کو پانی میں ملانے کے فوراً بعد استعمال کرنا چاہیے ایسا نہ ہو کہ استعمال سے پہلے ہی سخت ہو کر بے کار ہو جائے - پلاسٹر آف پیرس کو پانی کے ساتھ اس عمل کے پیش نظر خشک برتن میں رکھنا چاہیے -

استعمال

1 - جپسم سیمنٹ کا اہم جزو ہے - اسے زمین کی تیزابیت کم کرنے کے لیے استعمال کرتے ہیں -

2 - کاغذ بھرنے (Filler) ، پینٹ ، مصنوعی دانت ، ٹوٹے ہوئے اعضا کو جوڑ کر پلستر لگوانے ، بعض ادویات اور جراثیم کش اشیاء کی تیاری میں استعمال ہوتا ہے -

9.5 سیمنٹ

سیمنٹ کی بنی ہوئی عمارت چونے کے مقابلے میں زیادہ مضبوط اور دیرپا ہوتی ہے - سیمنٹ کے اہم اجزاء چونے کا پتھر ، ریت اور چکنی مٹی وغیرہ ہیں - خام اشیاء سستی ہیں اور تقریباً ہر جگہ مل جاتی ہیں - ان اشیا کے علاوہ سیمنٹ بنانے کے لیے جپسم ، ایندھن ، بجلی اور کچھ مشینری درکار ہے -

چونے کے پتھر کو باریک پیس کر ریت اور دوسری اشیاء کے سفوف کے ساتھ مناسب مقدار میں ملا دیا جاتا ہے۔ یہ آمیزہ بھٹی کے اوپر کے سرے تک اٹھا کر بھٹی میں ڈال دیا جاتا ہے۔ ایندھن (قدرتی گیس) بھٹی کے نچلے سرے میں جلایا جاتا ہے، جس کے شعلے بھٹی کے اندر بہت دور تک پہنچتے ہیں۔ سیمنٹ کی بھٹی لوہے کی بنی ہوتی ہے جس کے اندر آتشی اینٹوں کی ایک تہ لگا دی جاتی ہے، بیلن کی شکل کی یہ بھٹی تقریباً 90 میٹر لمبی ہوتی ہے۔ جو زمین کے 6° - 8° کا زاویہ بناتی ہوئی ترچھی رکھی جاتی ہے۔ یہ بھٹی ساکن نہیں بلکہ اپنے محور کے گرد گھومتی رہتی ہے اور ایک یا دو منٹ میں ایک چکر پورا کرتی ہے۔ اس طرح آمیزہ نیچے گرتا جاتا ہے اور جب تقریباً چھ گھنٹے میں نچلے سرے تک (جس کا درجۂ حرارت 1500°C ہوتا ہے) پہنچتا ہے، تو سیمنٹ میں تبدیل ہو چکا ہوتا ہے یہ اس وقت گولیوں کی شکل میں ہوتا ہے جنھیں کلنکر (Clinker) کہا جاتا ہے۔ گرم کلنکر سائز میں مٹر کے دانے سے لیکر چھوٹے اخروٹ کے برابر ہوتا ہے۔ ٹھنڈا ہونے پر کلنکر کو پیس کر بہت سی باریک سفوف میں تبدیل کیا جاتا ہے۔ اس وقت اس میں کچھ جپسم بھی ملا دیا جاتا ہے۔ جپسم کی غیر موجودگی میں پانی ملانے پر سیمنٹ اتنی جلدی سخت ہو جاتا ہے کہ معمار اسے دیوار پر لگانے بھی نہیں پاتا۔ جپسم ملانے پر سخت ہو جانے کا یہ عمل کسی قدر سست پڑ جاتا ہے۔ سیمنٹ جس قدر باریک پسا ہوا ہو اس کا بنا ہوا کنکریٹ اسی قدر سخت ہوتا ہے۔

9.6 کنکریٹ

سیمنٹ کا اہم استعمال کنکریٹ بنانا ہے۔ سیمنٹ کے ساتھ پانی ریت اور بجری ملانے سے کنکریٹ بن جاتا ہے۔ کنکریٹ میں سیمنٹ کا تناسب اس کے استعمال پر منحصر ہوتا ہے۔ بعد میں اس مسالے کو مختلف سانچوں میں ڈھال کر بڑی بڑی سلیں یا تختے بنائے جاتے ہیں۔ پانچ چھ روز میں جب سیمنٹ کسی قدر سخت ہو جاتا ہے، سانچہ ہٹا دیا جاتا ہے سخت ہونے کے اس عمل کے دوران قلماؤ کا عمل جاری رہتا ہے۔ یہ قلمیں بعد میں آپس میں مل کر پتھر کی طرح ایک سخت اور مضبوط

سل سی بنا دیتی ہے ۔ مزید مضبوطی کی خاطر ان سانچوں میں کنکریٹ ڈالنے سے پہلے لوہے کی سلاخیں بھی رکھی جاتی ہے ۔ ان سلوں کو پھر چھت ڈالتے وقت بطور لینٹل استعمال کیا جاتا ہے ۔ اس کو انجینئر ری انفورسڈ کنکریٹ (Reinforced Concrete) کہتے ہیں ۔

اینٹیں

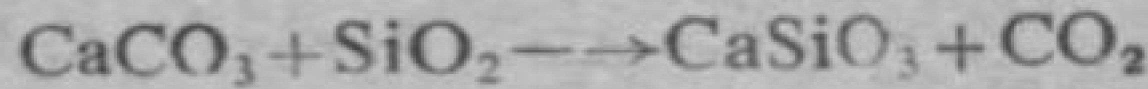
مٹی سے اینٹیں بنتی ہیں ۔ عمارتیں بنانے کے لیے اینٹیں زمانہ قبل از تاریخ میں استعمال ہوتی آئی ہیں ۔ شروع میں ان اینٹوں کو دھوپ میں سکھا کر استعمال کیا جاتا تھا مگر ان اینٹوں سے چولھا بنا کر آگ جلانے پر لوگوں نے دیکھا کہ اس طرح اینٹ کی مضبوطی بڑھ جاتی ہے اور پانی بھی اس پر اثر نہیں کرتا ۔ اس لیے اب اینٹیں آگ میں جلائی جانے لگیں ۔ اینٹ کی پائیداری اور سختی کا دار و مدار مٹی کی قسم، جلانے کی مدت اور درجہ حرارت پر ہوتا ہے ، عام اینٹوں کی ٹائلوں کو نسبتاً کم گرم کرنا پڑتا ہے زیادہ درجہ حرارت تک گرم کرنے پر شیشہ نما اینٹیں تیار ہوتی ہیں ۔ اینٹ کے رنگ کا تعلق مٹی میں مختلف معدنی اجزاء اور ان کے تناسب کے ساتھ ہوتا ہے ۔ مثلاً اینٹ کی سرخی کی وجہ لوہے کے مرکبات ہوتے ہیں ۔ مٹی سے برتن بھی بنائے جاتے ہیں ۔ چینی کے برتن بنانے کے لیے سفید مٹی (Kaolin) کو کوارٹز (Quartz) اور معدنی فل سپار (Feldspar) کے ساتھ ملا کر استعمال کرتے ہیں ۔

9.7 شیشہ

حضرت عیسیٰؑ سے کئی سو سال قبل مصر میں لوگ شیشہ بنایا کرتے تھے ۔ اس وقت سے لے کر گزشتہ صدی اواخر تک یہ ایک فن بنا رہا لیکن اب یہ ایک سائنسی صنعت ہے ۔ شیشہ سازی کے بنیادی اصول دریافت ہونے کے بعد اب شیشہ کئی قسموں کا بننے لگا ہے اور اس کے گوناگوں فوائد دریافت ہوئے ہیں ۔ شیشے کے ریشے بھی بنائے جاتے ہیں ۔

شیشہ سازی کے لیے تین خام اشیاء چونا (CaO) دھوبی سوڈا (Na_2CO_3) اور ریت (SiO_2) کو ملا کر خوب گرم کیا جاتا ہے

یہاں تک کہ وہ پگھل کر باہم کیمیائی تعامل کرتے ہیں ۔ کانچ کی ٹوٹی ہوئی بوتلوں اور گلاس کے ریزوں کو بھی جن کو کلٹ (Cullet) کہتے ہیں ، خام اشیاء کے ساتھ ملایا جاتا ہے ۔ اس کے دو فائدے ہوتے ہیں ، ایک تو شیشے کے اجزا جلدی پگھل جاتے ہیں اور انہیں زیادہ گرم نہیں کرنا پڑتا ۔ لہذا ایندھن کی بچت ہو جاتی ہے ، دوسرے شیشے کے ان ٹکڑوں کو جو بظاہر بالکل بے کار ہوتے ہیں اور ضائع ہو جاتے ہیں ، بروئے کار لایا جاتا ہے ۔ جملہ خام اشیاء کو مناسب مقدار میں ملا کر تالاب نما بھٹی میں ڈال دیا جاتا ہے ۔ یہ تالابی بھٹیاں بہت بڑی ہوتی ہیں ۔ بعض میں تو 1200 ٹن تک شیشہ آ سکتا ہے ۔ اس تالاب کی سطح ڈھلوان ہوتی ہے ۔ خام مواد کو کم گہرے سرے پر ڈالا جاتا ہے ۔ پگھلنے پر وہ زیادہ گہرے سرے کی طرف جس کا درجۂ حرارت 2800°F ہوتا ہے ، بہتا چلا جاتا ہے ۔ اس عمل کے دوران مائع شیشے سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کے بلبلے نکلتے ہیں ۔ اور اجزا باہم مل کر سلیکیٹ وغیرہ بناتے ہیں ۔



$$CaCO_3 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2$$



$$Na_2CO_3 + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 + CO_2$$

مندرجہ بالا مساوات سے معلوم ہوگا ، کہ عام شیشہ سوڈیم اور کیلشیم سلیکیٹ وغیرہ سے مرکب ہوتا ہے ۔ 2800°F تک پہنچنے کے لیے شیشے کو ایک ہفتے تک گرم کرنا پڑتا ہے ۔ اس وقت شیشے کی ایک لئی سی بن جاتی ہے ، جو شیرے کی طرح گاڑھی ہوتی ہے ۔ اب مائع شیشہ مختلف مشینوں تک پہنچا دیا جاتا ہے ، جہاں مختلف اشیاء بنانے کے بعد اسے گرم سرنگ میں سے گزرنا پڑتا ہے ۔ یہ سرنگ ایک سرے سے دوسرے تک تدریجاً ٹھنڈی کی جاتی ہے ۔ بلوری اشیاء کے اس طرح ٹھنڈا ہو جانے پر وہ تناؤ (Strain) جو فوری طور پر ٹھنڈا ہو جانے پر شیشے میں رونما ہو جاتا ہے باقی نہیں رہتا ۔ اس عمل کو ایلنگ (Anealing) کہتے ہیں ۔

آپ نے اکثر سستے قسم کے بلوری گلاس یا چینی کے برتنوں میں بلبلے سے دیکھے ہوں گے ۔ شیشے کو اگر اچھی طرح گرم نہ کیا جائے تو کاربن ڈائی آکسائیڈ پورے طور پر نہیں نکل پاتی اور وہ بلبلوں کی

صورت میں باقی رہ جاتی ہے ۔ اس قسم کا شیشہ عدسوں اور مناظری آلات وغیرہ (Optical instruments) بنانے کے لیے بالکل غیر موزوں ہوتا ہے ۔

کھڑکیوں کے شیشے بنانے کے لیے لوہے کی ایک اُفقی سلاخ کو مائع شیشے میں ڈبو دیا جاتا ہے ۔ اوپر اُٹھانے پر اس کے ساتھ شیشے کی ایک تختہ نما چادر کھنچ کر اوپر آ جاتی ہے ۔ شیشے کے اس تختے (Glass Pan) کی موٹائی کا دار و مدار اوپر اُٹھانے کی رفتار اور مائع شیشے کے درجۂ حرارت پر ہوتا ہے ۔ ٹھنڈا ہونے پر تختوں کے اِدھر اُدھر نکلے ہوئے بے ڈھنگے کنارے کاٹ دیے جاتے ہیں ۔

شیشہ کئی طرح کا ہوتا ہے ۔ بعض شیشوں میں سیسے کے آکسائیڈ اور پوٹاشیم کاربونیٹ کی کافی مقدار ملا دی جاتی ہے ۔ اس قسم کا شیشہ قیمتی ظروف اور زیبائشی سامان بنانے کے کام آتا ہے ۔ نیز اس سے کیمرے ، خردبین ، دوربین اور دیگر مناظری آلات بنائے جاتے ہیں ۔ عام شیشے کے گلاس گرم پانی یا برف ڈالنے سے ٹوٹ جاتے ہیں مگر اب ایسا شیشہ بنایا جاتا ہے جو حرارت کی اس فوری تبدیلی کے باوجود نہیں ٹوٹتا ۔ پائریکس (Pyrex) شیشہ بنانے کے لیے شیشے میں تھوڑا سا بورک آکسائیڈ سہاگے کی شکل میں ڈال دیا جاتا ہے ۔ اس شیشے کی بڑی خوبی یہ ہوتی ہے کہ یہ گرم کرنے پر بہت کم پھیلتا ہے ۔ والکار (Vycar) ایک نئی قسم کا شیشہ ہے ۔ جس پر پائریکس شیشے کی نسبت حرارت کی فوری تبدیلی کا اور بھی کم اثر پڑتا ہے ۔

شیشے کی بنی ہوئی اینٹیں مکانات وغیرہ بنانے کے کام بھی آ سکتی ہیں ۔ یہ اینٹیں اندر سے کھوکھلی ہوتی ہیں لہذا اینٹوں کے اندر کی ہوا ایک اچھے غیر موصل کا کام دیتی ہے اس طرح مکین باہر کی گرمی ، سردی سے محفوظ رہتا ہے ۔ یہ اینٹیں نیم شفاف ہوتی ہیں اس لیے روشنی چھن کر اندر جا سکتی ہے مگر باہر سے اندر کچھ بھی دکھائی نہیں دیتا ۔

موٹر بسیں وغیرہ سیفٹی گلاس استعمال کرتی ہیں ۔ حادثے کے موقع پر عام شیشے کے ٹکڑے اُڑ کر سواریوں یا ڈرائیور کو زخمی کر دیتے ہیں مگر سیفٹی گلاس کے ریزے اُڑتے نہیں بلکہ اپنی جگہ

جمے رہتے ہیں ۔ سیفٹی گلاس میں شیشے کی باریک تہوں کے بیچ شفاف پلاسٹک کا ایک باریک ورق رکھ دیا جاتا ہے گرم حالت میں دباؤ ڈالے جانے پر شیشہ پلاسٹک سے چمٹ کر یک جان ہو جاتا ہے اس طرح شیشے کے ٹکڑے اڑ نہیں سکتے ۔

بے رنگ شیشہ بنانے کے لیے ہمیں خالص اجزا استعمال کرنے ہوتے ہیں کیونکہ ریت میں لوہے کے آکسائیڈ کی بہت قلیل مقدار بھی شیشے کو زردی مائل سبز بنانے کے لیے کافی ہوتی ہے ۔ اس سے صرف سستے قسم کی چمنیاں بوتلیں اور گلاس وغیرہ بنائے جا سکتے ہیں ۔

شیشے کو رنگ دار بنانے کے لیے اس کے اجزا میں بعض رنگ دار دھاتی آکسائیڈ ملانے پڑتے ہیں ۔ مثلاً کوبالٹ آکسائیڈ شیشے کو نیلا ، کرومیم آکسائیڈ اسے گہرا سبز، سونے اور سیلنیم (Selenium) کے باریک ذرات شیشے کو سرخ بنا دیتے ہیں ۔ آمد و رفت کنٹرول کرنے کے لیے چوک پر لگے ہوئے اشاروں کا سرخ شیشہ سیلنیم کا ہوتا ہے ۔ کپڑے کے نامیاتی رنگ شیشہ بننے کے درجۂ حرارت پر تحلیل ہو جاتے ہیں اس لیے شیشے کو رنگ دار بنانے کے لیے استعمال نہیں کیے جا سکتے ۔

شیشے کی مختلف اشیا اکثر مشینوں ہی کے ذریعے تیار کی جاتی ہیں ۔ بوتلیں بنانے کی مشین کو شیشہ پھونکنے والے (Glass Blower) کی پوری نقل سمجھیے ۔ اس مشین میں بہت سی ٹونٹیاں لگی ہوتی ہیں ، جو پگھلے ہوئے شیشے کو لے کر اس میں زیر دباؤ ہوا گزار کر بوتلیں یا اس قسم کی اور کھوکھلی (اندر سے خالی) چیزیں فی گھنٹہ ہزاروں کی تعداد میں بنائی جاتی ہیں ۔

واٹر گلاس

یہ سوڈیم سلیکیٹ ہوتا ہے ۔ بنیادی اجزا شیشے کے ساتھ مشترک ہونے کے باعث اسے واٹر گلاس بھی کہتے ہیں ۔ یہ پانی میں حل پذیر ایک گاڑھا سا مائع ہوتا ہے تالابی بھٹی میں دھوبی سوڈا اور ریت کو

پینٹ کا رنگ	رنگ دار مرکب	کیفیت
(1) سفید	(1) سفید	لیڈ کا مرکب ہے۔ زمانۂ قدیم سے استعمال ہوتا آیا ہے۔
	(2) زنک آکسائیڈ	جست کی کچ دھات سے حاصل ہوتا ہے۔
	(3) ٹائی ٹینیم آکسائیڈ	بازاری سفید رنگوں میں سب سے اچھا ہے۔
	(4) لیتھوفون	زنک سلفائیڈ اور بیریم سلفیٹ کا آمیزہ ہے۔
(2) زرد	(۱) کیڈمیم سلفائیڈ	—
	( ) لیڈ کرومیٹ	زنگ روک خاصیت بھی رکھتا ہے۔
(3) گہرا نیلا	فیرک فیروسائنائیڈ	—
(4) سبز	کرومک آکسائیڈ	—
(5) سیاہ	لیمپ بلیک کاجل	کاربن کی ایک بہروپی شکل ہے۔
(6) سرخ	سیسے کا سرخ	آکسائیڈ زنگ روک خاصیت بھی رکھتا ہے۔

(5) تھنر (Thinner) پینٹ کے گاڑھے پن کو کم کرنے کے لیے اس میں کوئی تیل ملایا جاتا ہے جسے تھنر کہتے ہیں۔ یہ کوئی طیران پذیر مائع ہوتا ہے۔ عام طور پر تارپین کا تیل بطور تھنر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس طرح ایک تو زیادہ رقبے کو رنگا جا سکتا ہے، دوسرے پینٹ لکڑی کے مساموں میں بآسانی جذب ہو جاتا ہے مگر اوپر کی تہ (Coat) میں تارپین عام طور پر نہیں ملایا جاتا، کیونکہ اس طرح اس کی چمک ختم ہو جاتی ہے۔ خام پٹرول کے بعض اجزا مثلاً معدنی سٹیریٹ، بینزین، نفتھا اور زائلین بھی تھنر کے طور پر استعمال کیے جاتے ہیں۔

پینٹ کا رنگ	رنگ دار مرکب	کیفیت
(1) سفید	(1) سفید	لیڈ کا مرکب ہے۔ زمانہ قدیم سے استعمال ہوتا آیا ہے۔
	(2) زنک آکسائیڈ	جست کی کچ دھات سے حاصل ہوتا ہے۔
	(3) ٹائی ٹینیم آکسائیڈ	بازاری سفید رنگوں میں سب سے اچھا ہے۔
	(4) لیتھوفون	زنک سلفائیڈ اور بیریم سلفیٹ کا آمیزہ ہے۔
(2) زرد	(۱) کیڈمیم سلفائیڈ	—
	( ) لیڈ کرومیٹ	زنگ روک خاصیت بھی رکھتا ہے۔
(3) گہرا نیلا	فیرک فیروسائنائیڈ	—
(4) سبز	کرومک آکسائیڈ	—
(5) سیاہ	لیمپ بلیک کاجل	کاربن کی ایک بہروپی شکل ہے۔
(6) سرخ	سیسے کا سرخ	آکسائیڈ زنگ روک خاصیت بھی رکھتا ہے۔

(5) تھنر (Thinner) پینٹ کے گاڑھے پن کو کم کرنے کے لیے اس میں کوئی تیل ملایا جاتا ہے جسے تھنر کہتے ہیں۔ یہ کوئی طیران پذیر مائع ہوتا ہے۔ عام طور پر تارپین کا تیل بطور تھنر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس طرح ایک تو زیادہ رقبے کو رنگا جا سکتا ہے، دوسرے پینٹ لکڑی کے مساموں میں بآسانی جذب ہو جاتا ہے مگر اوپر کی تہ (Coat) میں تارپین عام طور پر نہیں ملایا جاتا، کیونکہ اس طرح اس کی چمک ختم ہو جاتی ہے۔ خام پٹرول کے بعض اجزا مثلاً معدنی سٹیریٹ، بینزین، نفتھا اور زائلین بھی تھنر کے طور پر استعمال کیے جاتے ہیں۔

(6) عمل انگیز : تیل کے خشک ہونے کے عمل کو تیز کرنے کے لیے اکثر پینٹوں میں عمل انگیز بھی استعمال کیے جاتے ہیں - یہ تیل میں حل پذیر دھاتی مرکبات ہوتے ہیں - مثلاً سیسے ، کوبالٹ اور مینگنیز کے مرکبات -

9.9 وارنش ، انیمل اور لیکر
(VARNISH, ENAMEL AND LACQUER)

(i) وارنش

وارنش گوند کی قسم کی بعض اشیاء جن کو رال (**Resin**) کہتے ہیں کو تیل میں آبال کر بنایا جاتا ہے - وارنش میں کوئی رنگ نہیں ہوتا ، اس لیے یہ شفاف ہوتا ہے اور نیچے کی رنگ دار تہہ اس میں بخوبی نظر آتی ہے - آج کل قدرتی رالوں کے علاوہ مصنوعی پلاسٹک مثلاً بیکیلائیٹ وغیرہ بھی اس غرض کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں -

(ii) انیمل

وارنش میں کسی قسم کا رنگ نہیں ہوتا - رنگ ملے وارنش کو انیمل کہتے ہیں - یہ وارنش سے مہنگا پڑتا ہے مگر اس کی چمک زیادہ دیر پا ہوتی ہے اور تہ بھی نسبتاً سخت ہوتی ہے -

(iii) لیکر

یہ لاکھ وغیرہ کو طیران پذیر مائع میں حل کر کے تیار کیا جاتا ہے - مائع کے خشک ہونے پر ایک چمک دار سطح رہ جاتی ہے - پینٹ ہوا سے آکسیجن جذب کر کے خشک ہوتا ہے مگر وارنش یا لیکر کے خشک ہونے میں یہ اصول کارفرما نہیں - وہ محلل کی تبخیر کے بعد خشک ہو جاتے ہیں -

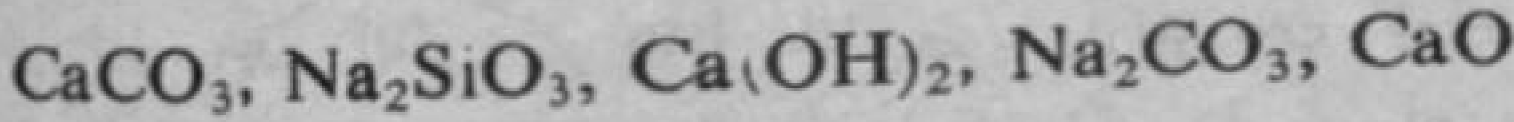
لیکر کے خشک ہونے کی شرح کا دار و مدار مائع کی نوعیت پر ہوتا ہے - بعض لیکر تو اتنی جلد خشک ہو جاتے ہیں کہ برش سے ان کا لگانا بھی ممکن نہیں - ایسی صورت میں سپرے مشین (**Sprayer**) استعمال کرنی پڑتی ہے -

(iv) آبی پینٹ

سفیدی کرنے کے لیے پانی اور چونے کا آمیزہ مدتوں سے استعمال ہوتا آ رہا ہے۔ پانی میں ملے ہوئے رنگ و روغن بھی انسان زمانۂ قدیم سے استعمال کرتا آیا ہے۔ آبی پینٹ بہت جلد سوکھ جاتے ہیں اور بے بو ہوتے ہیں، اگرچہ خشک ہونے پر اس کی چمک کسی قدر کم ہو جاتی ہے۔

سوالات

1 - مندرجہ ذیل مرکبات کے نام بتائیں۔ نیز بتائیے یہ کس کام آتے ہیں ؟



$CaCO_3$, Na_2SiO_3, $Ca(OH)_2$, Na_2CO_3, CaO

2 - بجھا ہوا چونا کیسے بناتے ہیں ؟ یہ ان بجھے چونے سے کیونکر مختلف ہے ؟

3 - مندرجہ ذیل اشیاء کیسے بنائی جاتی ہیں :

(i) گارا

(ii) پلستر

(iii) پینٹ

(iv) محفوظ شیشہ (Safety glass) ۔

4 - فرق بتائیے :

(i) کنکریٹ اور سیمنٹ میں

(ii) عام شیشے اور مناظری شیشے میں

(iii) پینٹ اور وارنش میں

(iv) چونے اور سیمنٹ کے خشک ہونے میں

5 - مندرجہ ذیل کے بنیادی اجزاء بتائیے نیز ان میں سے کسی ایک کے بنانے کا طریقہ تفصیل سے لکھیے :

(i) سیمنٹ

(ii) شیشہ

(iii) پینٹ

6 - وجہ بتائیے :

(i) ان بجھے چونے کو ہوا بند کمروں میں رکھا جاتا ہے -

(ii) سستے شیشے میں بلبلے سے نظر آتے ہیں -

(iii) سیمنٹ میں جپسم ملایا جاتا ہے -

(iv) شیشہ بناتے وقت بھٹی میں شیشے کے ٹکڑے (Cullet) ڈالے جاتے ہیں -

(v) پینٹ کے لیے نباتاتی تیل استعمال ہوتے ہیں -

(vi) چونا پانی کے اندر رہ کر سخت نہیں ہوتا مگر سیمنٹ سخت ہو جاتا ہے -

7 - شیشہ کیسے بنایا جاتا ہے ؟ شیشوں کی مختلف اقسام کی ترکیب بتائیے - پگھلے ہوئے شیشے سے بوتلیں اور کھڑکی کے شیشے کیسے بنائے جاتے ہیں ؟

8 - مندرجہ ذیل پر نوٹ لکھیے :

(i) رنگ دار شیشے کی تیاری (ii) واٹر گلاس

(iii) رال (Resin) (iv) واٹر پینٹ (v) لیکر پینٹ -

9 - روغن یا پینٹ کسے کہتے ہیں ؟

(الف) پینٹ کے اہم اجزا کون کون سے ہیں ؟ ہر ایک کی مثال دیجیے اور اہمیت بیان کیجیے -

(ب) خشک ہونے والا تیل کیا ہوتا ہے ؟ اچھا خشک ہونے والا تیل کیسے بنایا جاتا ہے ؟

10 - مختلف پینٹوں کے نام لکھیے نیز بتائیے کہ یہ ایک دوسرے سے کیونکر مختلف ہیں ؟

دسواں باب

ربڑ اور پلاسٹک

(RUBBER AND PLASTICS)

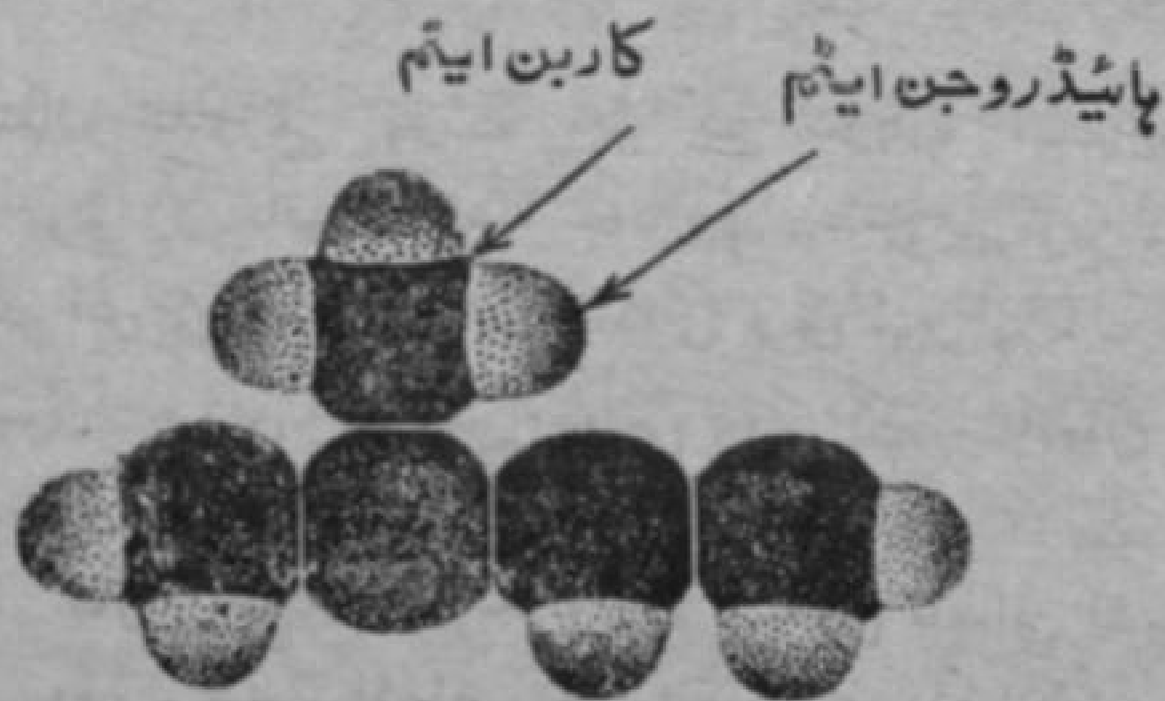
10.1 قدرتی ربڑ

ربڑ رال کی طرح ایک خاص قسم کے درخت سے حاصل ہوتا ہے۔ یہ پودا پہلے پہل کولمبس کے ساتھیوں نے امریکہ میں دریافت کیا۔ انھوں نے امریکہ کے ایک ریڈ انڈین کو ایک لیس دار مادے سے گیند سا بنا کر اس سے کھیلتے دیکھا۔ بعد میں کولمبس پودے کے بیج اپنے ساتھ وطن واپس لے آیا۔ جنوبی امریکہ کے دریائے ایمیزن کی وادی میں یہ خود رو ملتا ہے۔ مگر جنوب مشرق ایشیا میں اس کی باقاعدہ کاشت کی جاتی ہے۔ اس درخت کو پختگی تک پہنچنے کے لیے پانچ سے سات سال درکار ہوتے ہیں۔ یہ پودا گرم مرطوب آب و ہوا میں، جہاں بارش کی سالانہ اوسط "7 سے "100 تک ہوتی ہے، خوب پھلتا پھولتا ہے۔ درخت سے لیٹکس (Latex) نکالنے کے لیے اس کے تنے کو V کی شکل میں کھرچ دیا جاتا ہے۔ اس کٹاؤ سے دودھ نما مائع رسنے لگتا ہے جو

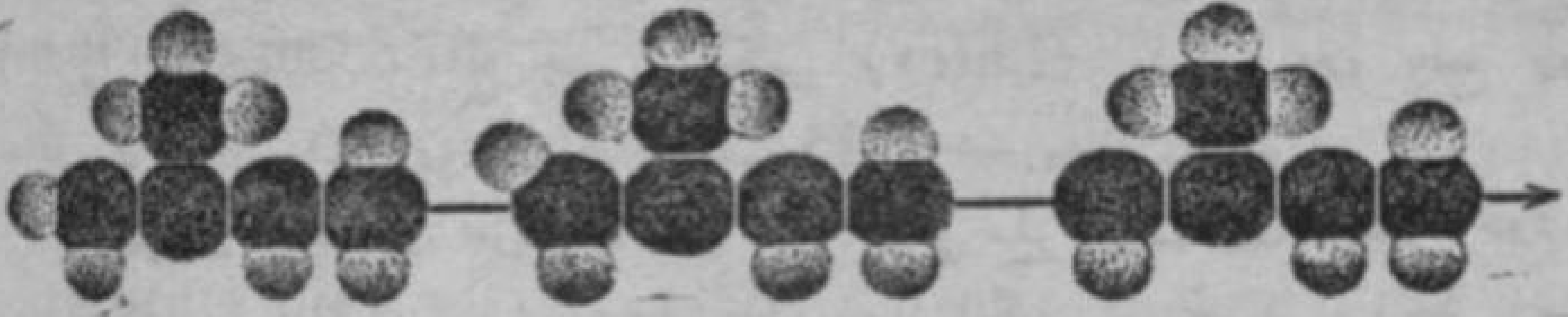
ایک برتن میں جمع ہوتا رہتا ہے - ایک درخت سے روزانہ ایک اونس (اندازاً آدھ چھٹانک) مائع جسے لیٹکس (Latex) کہتے ہیں جمع ہو جاتا ہے - اس مائع میں ربڑ کا تناسب 35 فی صد ہوتا ہے -

ربڑ کے مالیکیول اس میں اس طرح گھلے ملے ہوتے ہیں جیسے دودھ میں مکھن - لیٹکس سے غیر حل پذیر مواد الگ کرنے کے لیے پہلے اسے چھانا جاتا ہے ، پھر اسے ایک ترسیبی تالاب (Coagulation Tank) میں جمع کر دیا جاتا ہے - جہاں ربڑ میں سرکہ (Acetic Acid) ڈال کر ربڑ کی ترسیب (Coagulation) کی جاتی ہے - ربڑ کے تہ نشین مواد کی چادریں بنانے کے لیے اسے دھواں دے کر خشک کر دیا جاتا ہے - دنیا میں خام ربڑ کی پیداوار کا 90 فی صد اب بھی جنوب مشرق ایشیا سے حاصل ہوتا ہے -

ربڑ کے مالیکیول کا فارمولا $(C_5H_8)_x$ ہوتا ہے - یہ دراصل ایک ہائیڈرو کاربن ہے ، یعنی صرف دو عناصر ہائیڈروجن اور کاربن سے بنا ہے - اس فارمولے میں x کی قیمت تقریباً چار لاکھ ہوتی ہے - معلوم ہوا کہ ربڑ کا مالیکیول بہت بڑا ہوتا ہے جس میں C_5H_8 کے تقریباً چار لاکھ مالیکیول مل کر ربڑ کا ایک ''بڑا مالیکیول'' بناتے ہیں - کیمیا دان C_5H_8 کی اکائی کو مونومر (Monomer) کہتے ہیں - بہت سے مونومروں کے باہم جڑ جانے سے جو کثیر مونومری ساخت دستیاب ہوتی ہے اسے پولیمر (Polymer) کہا جاتا ہے - لہذا قدرتی ربڑ C_5H_8 کا پولیمر ہوا - الیکٹرانی خوردبین کی ایجاد کے بعد سائنسدان ان دیو قامت مالیکیولوں کو اس خوردبین کے ذریعے دیکھ سکتے ہیں - مختلف پلاسٹک بھی پولیمر ہوتے ہیں -



شکل 1-10: مونومر C_5H_8 کے مالیکیول کا ماڈل



شکل 2-10: پولی مر (C_5H_8) مالیکیول کا ماڈل

خام ربڑ وقت گزرنے کے ساتھ سخت ہو جاتا ہے نیز اس کی لچک اور مضبوطی باقی نہیں رہتی - اگر ربڑ کے ساتھ تھوڑی سی گندھک ملا دی جائے تو ربڑ زیادہ مضبوط اور دیر پا ہو جاتا ہے اور اس کی لچک بھی بڑھ جاتی ہے - اس عمل کو ولکنائزیشن (Vulcanization) کہتے ہیں - اس عمل نے ربڑ کی صنعت میں انقلاب برپا کر دیا ہے اور کارخانے ربڑ کی ان گنت اشیاء بنانے لگے ہیں - ولکنائز شدہ ربڑ کی خاصیتیں ربڑ میں گندھک کی مقدار کم یا زیادہ ہونے کے ساتھ بدلتی ہیں - موٹر بسوں کے ٹائروں اور پٹوں کے ربڑ میں تقریباً 4 فی صد گندھک ہوتی ہے - سخت قسم کے ربڑ میں گندھک اور بھی زیادہ ہوتی ہے - یہ گندھک ربڑ کے مالیکیولوں سے کیمیائی ملاپ کر کے اس کے خواص کو زیادہ کارآمد بنا دیتی ہے - سورج کی روشنی ، درجۂ حرارت کی زیادہ کمی بیشی اور پٹرولیم کے مرکبات قدرتی ربڑ کے لیے مضر پائے گئے ہیں -

برائے استعمال شدہ گلے ہوئے ربڑ کو دوبارہ استعمال کرنے کے لیے اسے خام ربڑ کے ساتھ ملا دیا جاتا ہے - اس سے ربڑ کی قیمت کچھ گر جاتی ہے مگر اس کی پائیداری میں کوئی فرق نہیں پڑتا - استعمال شدہ ربڑ کی بنی ہوئی چیزیں اس لیے سستی ہوتی ہے - نامیاتی عمل انگیز ، جن کو ایکسلیٹر (Accelerator) کہتے ہیں ، کے ملانے سے ولکنائزیشن کا عمل جلدی ہو جاتا ہے - بعض نامیاتی اشیاء تکسید کے عمل کو روکتی ہیں - ایسی اشیاء تکسید روک یا اینٹی آکسی ڈنٹ (Anti-oxidants) کہلاتی ہیں - ان کے مل جانے سے ربڑ زیادہ

سخت اور پھوٹک (Brittle) نہیں ہو پاتا - ربڑ کے ٹائروں میں کاربن بلیک (کاجل) بھی کافی مقدار میں ہوتا ہے - اس بھرتی (Filler) سے ربڑ کے ٹائر زیادہ پائیدار ہو جاتے ہیں - ربڑ کی سستی مصنوعات میں مٹی بھی بطور بھرتی (Filler) استعمال ہوتی ہے - سفید ربڑ بنانے کے لیے زنک آکسائیڈ ملایا جاتا ہے -

ربڑ کی پیداوار کا 75 فی صد ٹائر وغیرہ بنانے کے کام آتا ہے - در حقیقت ایک موٹر گاڑی میں ربڑ کم و بیش چھ سو مقامات پر استعمال ہوتا ہے - ٹائروں کو زیادہ مضبوط بنانے کے لیے سوت ، ریان ، نائلن کے دھاگے وغیرہ ملا دیے جاتے ہیں - ٹائروں کے کنارے میں آپ نے اکثر فولادی تار دیکھے ہوں گے - ان تاروں کی وجہ سے ٹائر میں کھنچاؤ کچھ اور بڑھ جاتا ہے اور وہ پہیے کے ساتھ سختی سے جکڑ جاتا ہے -

ٹائر اکثر چار یا چھ پرت (Ply) کے ہوتے ہیں - یہ تہیں اس ترتیب سے لگائی جاتی ہیں کہ تار والی تہ آخر میں آئے - اس کے بعد ٹائر کا ڈھانچہ ایک سانچے میں ڈالا جاتا ہے جسے بعد میں گرم کر کے ولکنائز کرتے ہیں -

10.2 فوم ربڑ (FOAM RUBBER)

ربڑ میں ہوا کے ہزاروں باریک بلبلے داخل کر کے اسے اسفنج کی طرح بنا لیا جاتا ہے - ایسے ربڑ کو فوم ربڑ کہتے ہیں - فوم ربڑ سے نرم گدے بنائے جاتے ہیں اور اسے دوسرے مفید کاموں میں استعمال کرتے ہیں - فوم ربڑ پر چمڑے ، کپڑے یا پلاسٹک کے غلاف چڑھا کر اس سے بسوں اور کاروں وغیر کی سیٹیں بنائی جاتی ہیں کیونکہ مسلسل استعمال کے باوجود اس کی شکل نہیں بگڑتی -

فوم ربڑ کی تیاری

(1) ربڑ کو ولکنائز کرتے وقت اس میں امونیم کاربونیٹ ڈال کر گرم کرتے ہیں - ولکنائزیشن کے عمل سے جو حرارت خارج ہوتی ہے وہ امونیم کاربونیٹ کو تحلیل کرنے کے لیے کافی ہوتی ہے - اس طرح

امونیا ، کاربن ڈائی آکسائیڈ اور آبی بخارات کے اخراج کے باعث ربڑ پھول جاتا ہے ۔



$$(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow 2NH_3 + CO_2 + H_2O$$

(2) ولکنائزیشن کے عمل کے دوران خام ربڑ میں ہوا ملانے سے بھی فوم ربڑ بنایا جا سکتا ہے ۔ اس طرح ہوا گرم ہو کر پھیلتی ہے اور فوم ربڑ بن جاتا ہے ۔

10.3 تالیفی ربڑ (SYNTHETIC RUBBER)

پہلا تالیفی ربڑ نیوپرین 1931ء میں مارکیٹ میں آیا ۔ نیوپرین بنانے کے لیے ہائیڈرو کاربن ایسی ٹیلین (C_2H_2) سے ابتدا کرتے ہیں ، نیوپرین پر معدنی تیل اور گریس ، جو ربڑ کو حل کر لیتے ہیں ، کا کچھ اثر نہیں ہوتا اس لیے اس سے پٹرول پمپ کے پائپ ، ٹینکوں (تالابوں) کے اندرونی استر اور عام استعمال کی دیگر چیزیں بنائی جاتی ہیں ۔

تالیفی ربڑ کئی طرح کا ہوتا ہے ۔ ان میں سب سے عام اور کثرت سے استعمال ہونے والا ربڑ دو ہائیڈرو کاربنوں ، بیوٹا ڈائی این اور سٹائرین (Styrene) کے عمل سے بنایا جاتا ہے ۔ بیوٹا ڈائی این (C_4H_6) ایک بے رنگ اور تقریباً بے بو مائع ہے جو خام پٹرول کی تخلیص کے دوران ضمنی پیداوار کے طور پر ملتا ہے ۔ سٹائرین ایک بے رنگ مائع ہے جو کوک بنتے وقت یا پٹرولیم کی تخلیص کے دوران ضمناً حاصل ہوتا ہے ۔ جب ان دونوں اجزا میں صابن کے گالے (Soap suds) ملا دیے جاتے ہیں تو مائع لیٹکس بن جاتا ہے ۔ اب ربڑ کو جما کر دھوتے ہیں ، اور دھو کر سکھا لیتے ہیں ۔

چند سال گزرے ایک نئی قسم کا تالیفی ربڑھ سٹیرو ربڑ (Stero Rubber) بنایا گیا ۔ مزے کی بات یہ ہے کہ سٹیرو ربڑ کے مالیکیول قدرتی ربڑ کے مالیکیولوں کے مشابہ ہوتے ہیں ۔ سٹیرو ربڑ کے لیے خام اجزا پٹرولیم کی صنعت سے مل سکتے ہیں ۔ اب تالیفی ربڑ بسوں ٹرکوں اور ہوائی جہازوں کے ٹائر بنانے میں قدرتی ربڑ کی جگہ لے رہا

ہے کیونکہ ان سب مصنوعات کے لیے ضروری ہے کہ ان پر حرارت کا کوئی اثر نہ ہو اور بلند درجہ حرارت پر ان کی مضبوطی اور لچک میں کوئی فرق نہ آئے - سٹیرو ربڑ میں یہ خاصیتیں موجود ہیں -

ایک اور ربڑ نیٹ سین (Nat-syn) ہے جسے قدرتی (Natural) اور تالیفی (Synthetic) ربڑ کا آمیزہ سمجھنا چاہیے کیونکہ یہ آپ کو ہر وہ کام دے سکتا ہے جو قدرتی ربڑ بخوبی انجام دیتا ہے - تالیفی ربڑ کی اور بھی کئی قسمیں ہیں جو امید ہے ربڑ کی بڑھتی ہوئی مانگ کو پورا کر سکیں گی -

10.4 پلاسٹک

ربڑ کا مطالعہ کرتے وقت ہم نے دیکھا ہے کہ ربڑ کے ہزاروں چھوٹے چھوٹے مالیکیول مل کر ایک بڑا مالیکیول بناتے ہیں - پلاسٹک بھی اسی قسم کا ایک کثیر مالیکیول مرکب یا پولی مر ہے ، جو اپنی تیاری کے کسی نہ کسی مرحلے میں موم کی طرح نرم رہ چکا ہوتا ہے -

ابتدا میں جو پلاسٹک تیار کیا گیا وہ کافور اور سلو لوز نائٹریٹ کے ملانے سے بنایا گیا - اس پلاسٹک کو سلولائیڈ (Celluloid) کہتے ہیں - سلولائیڈ کی مصنوعات بازار میں آنے پر ایک نئے دور یعنی پلاسٹک کے دور کا آغاز ہوا -

فینول (C_6H_5OH) اور فارملڈی ہائیڈ (HCHO) کے امتزاج سے بھی ایک پولی مر تیار کیا گیا ہے جو بیکیلائیٹ (Bakelite) کہلاتا ہے - ترقی یافتہ ممالک میں کروڑوں ، اربوں روپے کے کئی قسم کے پلاسٹک بنائے جاتے ہیں اور پلاسٹک کے روز افزوں مقبولیت کی چند وجوہ ہیں :

1 - پلاسٹک کے طبیعی خواص وہی ہیں جو ہمیں درکار ہیں - مثلاً حرارت کے لیے غیر موصل ہونا ، پائیداری ، نرمی سختی وغیرہ

2 - یہ ہر قسم کے شوخ اور سادہ رنگ میں بنایا جا سکتا ہے -

3 - یہ ہلکا اور سستا ہوتا ہے -

4 - اس کے لیے خام اشیاء عام اور بہتات سے ملتی ہیں ، اس لیے پلاسٹک وسیع تجارتی پیمانے پر تیار کیے جاتے ہیں -

پلاسٹک دو طرح کا ہوتا ہے :

1 - تھرمو پلاسٹک (Thermo Plastic)

2 - تھرمو سیٹنگ پلاسٹک (Thermosetting Plastic)

اول الذکر کو موم بتی کی طرح گرم کر کے بار بار پگھلایا جا سکتا ہے - سانچے میں ڈھال کر گرم کرنے میں اس سے مطلوبہ چیزیں بن جاتی ہیں -

تھرمو سیٹنگ پلاسٹک سے چیزوں کی تیاری کے دوران زیر دباؤ گرم کرنے پر کیمیائی تبدیلی واقع ہو جاتی ہے جس سے یہ بالکل بدل جاتا ہے - تیار شدہ چیز کو گرم کرنے پر دوبارہ پگھلایا نہیں جا سکتا -

عینک کے فریم اور کھلونے اکثر تھرمو پلاسٹک مسالے کے بنے ہوتے ہیں جسے گرم کر کے ضرورت کے مطابق توڑا موڑا جا سکتا ہے - البتہ ریڈیو کے کیس ، ٹیلیفون کے آلے اور بجلی کے سوئچ ، پینوں کے خول وغیرہ تھرمو پلاسٹک کے بنے ہوتے ہیں -

10.5 پلاسٹک کے دیگر اجزاء

1 - پلاسٹی سائزر (Plasticizer) کافور یا کیسٹر آئل (ارنڈی کے تیل) کی آمیزش سے پلاسٹک کی ڈِھلائی کا کام کس قدر آسان ہو جاتا ہے نیز مصنوعات زیادہ لچکدار اور مضبوط ہوتی ہیں -

2 - لبری کمنٹ (Lubricant) یا چکنانے والے مادے - موم ملا دینے سے پلاسٹک سانچے سے نہیں چمٹتا بلکہ سالم الگ ہو جاتا ہے -

3 - تیز کنندہ یا اکسیلریٹر (Accelerator) اس کے ذریعے پولی مر بننے کے عمل کو تیز کیا جاتا ہے - زنک کلورائیڈ ،

کیلشیم آکسائیڈ ، آگزیلک ایسڈ جیسی اشیاء اس گروپ سے تعلق رکھتی ہیں ۔

4 ۔ رنگ دار اشیاء بنانے کے لیے حسب خواہش موزوں رنگ بھی ملائے جا سکتے ہیں ۔

10.6 ڈھلائی کے طریقے

پاکستان میں صنعت کار پلاسٹک کو سفوف کی صورت میں درآمد کرتے ہیں ۔ پھر اس سے دباؤ والی ڈھلائی (Compression moulding) کے ذریعے مختلف چیزیں ڈھالتے ہیں ۔ سفوف کی مطلوبہ مقدار سانچے میں ڈال کر پریس کے ذریعے کافی دباؤ کے تحت مختلف کھوکھلی اشیاء مثلاً گلاس ، چائے کے پیالے ، پلیٹیں وغیرہ بنائی جاتی ہیں ۔ مناسب وقت پر سانچہ کھول دیا جاتا ہے اور بنی بنائی تیار چیزیں باہر نکل آتی ہیں ۔ اور اس طرح ایک منٹ سے کم وقفے میں ایک ہی سائز کی سینکڑوں چیزوں کا ڈھیر لگ جاتا ہے ۔

10.7 چند اہم پلاسٹک

۔ سلولوز نائٹریٹ (CELLULOSE NITRATE)

1 ۔ یہ سلولوز نائٹریٹ اور کافور سے مل کر بننے والا پولی مر ہے ۔ سلولوز نائٹریٹ بنانے کے لیے پہلے روئی کو شورے اور گندھک کے تیزاب کے آمیزے میں حل کرتے ہیں ۔ اس محلول کو بعد میں الکحل اور ایتھر کے آمیزے سے ملا دیتے ہیں ۔ محلول کی تبخیر کے بعد سلولوز نائٹریٹ جیلی کی صورت اختیار کر لیتا ہے ۔ اس میں کافور ملانے پر سلولائیڈ تیار ہو جاتا ہے ۔ پلاسٹک کی سستی اشیاء اس سے تیار کی جاتی ہیں لیکن اسے آگ جلدی لگ جاتی ہے اور اس کا استعمال کم ہو رہا ہے ۔

سلولوز ایسی ٹیٹ (CELLULOSE ACETATE)

2 ۔ سلولوز نائٹریٹ کی طرح یہ بھی تھرمو پلاسٹک ہے ۔ اس کی تیاری میں روئی کے ریشے (Cotton Linters) اور سرکے کا تیزاب

(ایسک ایسڈ) (CH_3COOH) استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کی بڑی خوبی یہ ہے کہ اسے آگ نہیں لگتی۔ للہذا اس سے سینا کی محفوظ فلمیں ، کنگھیاں ، کھلونے اور عینک کے فریم بنائے جاتے ہیں۔

3 - وینائل پلاسٹک (Vinyl Plastic) : یہ بھی تھرمو پلاسٹک کی قسم سے تعلق رکھتا ہے۔ یہ سخت ، مضبوط اور لچکدار ہوتا ہے۔ اس سے پرزے ، گراموفون ریکارڈ اور پٹے وغیرہ بنائے جاتے ہیں۔

4 - پولی تھین (Polythene) :— یہ ایتھیلین (C_2H_4) کی پولی مرائی زیشن سے بنتا ہے۔ یہ لچکدار ، مضبوط اور واٹر پروف ہوتا ہے۔ اکثر محللول میں غیر حل پذیر ہے اس لیے غذائی اشیاء کے لیے اس سے واٹر پروف تھیلے ، بوتلیں ، گلاس ، پلیٹیں اور دیگر نہ ٹوٹنے والی چیزیں بنائی جاتی ہیں۔ یہ پلاسٹک $100^{\circ}C$ تک ٹھنڈا کرنے پر سخت نہیں ہوتا اور نہ ہی پھوٹک (Brittle) ہوتا ہے۔ یہ ایک اچھا غیر موصل ہے۔

خام اشیاء کے اعتبار سے تھرمو سیٹنگ پلاسٹک کی بھی کئی قسمیں ہو سکتی ہیں ، مثلاً فینولک (Phenolic) ، میلامین (Melamine) ، پولی ایسٹر (Polyester) ایپا کسی (Epoxy) پلاسٹک وغیرہ تھرمو سیٹنگ پلاسٹک کی مختلف قسمیں ہیں۔

(i) بیکیلائیٹ

یہ پلاسٹک فینولک قسم سے تعلق رکھتا ہے مضبوط اور سخت ہوتا ہے۔ پانی اور کیمیائی اشیاء اس پر کوئی اثر نہیں کرتیں۔ اس لیے ان کی چمک ، طاقت اور مضبوطی (Rigidity) دیر تک قائم رہتی ہے۔ غیر موصل ہونے کے باعث اس سے بجلی کے بٹن وغیرہ اور ٹیلیفون کے آلے بنائے جاتے ہیں۔ چونکہ بیکیلائیٹ سیاہی مائل ہوتا ہے ، اس لیے صرف چند مخصوص رنگوں میں ہی ملتا ہے۔

(ii) میلامین

رنگ برنگ کے ڈنر سیٹ میلامین پلاسٹک ہی سے بنتے ہیں اس سے برتنوں کے دستے اور بٹن وغیرہ بنائے جاتے ہیں۔ اس پلاسٹک کی سطح چمکدار ہوتی ہے۔ اسے بآسانی کھرچا نہیں جا سکتا۔ یہ حرارت کی مزاحمت

کرتا ہے اور گرنے یا مروڑنے پر نہیں ٹوٹتا -

(iii) پولی ایسٹر

اس پلاسٹک کی تہہ لکڑی ، دھاتوں اور چینی کے برتنوں کو جوڑنے کے کام آتی ہے - یہ پلاسٹک سانچے میں ڈھالا بھی جا سکتا ہے - نیز تہہ چڑھانے کے کام بھی آتا ہے - یہ شیشے کی طرح شفاف ہوتا ہے -

سوالات

1 - لیٹکس سے خام ربڑ کیسے بناتے ہیں ؟ ربڑ میں ایکسلریٹر اور تکسید روک مرکبات (Anti-oxidants) کیوں ڈالے جاتے ہیں ؟

2 - ربڑ کی تیاری میں ولکنائزیشن ایک اہم عمل ہے - کیوں ؟

3 - فوم ربڑ کیسے تیار کیا جاتا ہے ؟ اس کے فوائد اور استعمال بتائیے -

4 - نیوپرین ، قدرتی ربڑ سے بہتر ہے ؟ مصنوعی ربڑ بنانے کے لیے کون کون سی خام اشیا چاہییں ؟

5 - سلولائیڈ اور بیکیلائیٹ کے خواص ، استعمال اور نقائص بتائیے -

6 - پولی مر اور پلاسٹک کی تعریف لکھیے - پلاسٹک کتنی قسم کا ہوتا ہے ؟ آپ ان میں کیسے تمیز کریں گے ؟ خواص میں فرق کی وجہ بتائیے -

7 - مندرجہ ذیل پلاسٹک کی تیاری ، خواص اور استعمال بتائیے -
(i) سلولوز نائٹریٹ (ii) سلولوز ایسی ٹیٹ -

8 - "پلاسٹک کی صنعت کا مستقبل بہت ہی روشن ہے" - کیوں اور کیسے ؟

9 - مندرجہ ذیل اشیاء کے لیے آپ کون سا پلاسٹک استعمال کریں گے :

(i) ریڈیو کا کیس　　(ii) پانی کے پائپ
(iii) مصنوعی دانت　　(iv) عام استعمال کے تھیلے
(v) ڈنر سیٹ　　(vi) ٹیبل کلاتھ
(vii) بجلی کے بٹن　　(viii) سینما کی فلم
(ix) برش کے ریشے -

10 - ''موجودہ زمانے کو پلاسٹک کا زمانہ کہا جاتا ہے''- مثالیں دے کر وضاحت کیجیے -

گیارھواں باب

پٹرولیم
(PETROLEUM)

11.1 پٹرولیم کی ابتدا

پٹرولیم کی ابتدا (Origin) کے متعلق مکمل طور پر معلوم نہیں ہے ۔ لفظ پٹرولیم لاطینی زبان سے لیا گیا ہے اور یہ دو الفاظ سے مل کر بنا ہے ، ایک پیٹرا (Petra) بمعنی چٹان اور دوسرا اولیم (Oleum) بمعنی تیل ۔ اس کے علاوہ اس کو زمینی تیل ، معدنی تیل یا کروڈ آئل (Crude Oil) بھی کہتے ہیں ۔ چینی 200 ق ۔ م میں پٹرولیم کو بطور ایندھن استعمال کرتے تھے ۔ زمانۂ قدیم سے انسان اس کے مصرف سے آگاہ ہے ۔

پٹرولیم کی ابتدا کے متعلق دو نظریات ہیں ۔ ایک غیر نامیاتی (Inorganic) نظریہ جسے روسی سائنسدان منڈلیف (Mendeleeve) نے پیش کیا ۔ اس نظریہ کی رو سے زمین کے اندرونی گرم حصے میں پائے جانے والے چند دھاتی کاربائیڈوں (Metallic Carbides) پر بہت

زیادہ دباؤ کے تحت پانی اور بھاپ کے عمل سے پٹرولیم بنتا ہے۔ (یہ نظریہ زیادہ مقبول نہیں ہے) ۔ دوسرا نامیاتی (Organic) نظریہ کہلاتا ہے جسے اینگلر (Engler) نے پیش کیا ۔ اس نظرے کی رو سے سمندری جانور لاکھوں سال تک مٹی اور گاد میں تپش اور دباؤ کے زیر اثر دفن رہے اور آہستہ آہستہ جراثیموں (Bacteria) کے عمل سے پٹرولیم اور قدرتی گیس میں تبدیل ہوگئے ۔ پھر اس کے اوپر غیر مسام دار چٹانیں آ گئیں جن کی رکاوٹ سے گیس اور پٹرولیم زمین کی سطح پر نہ آ سکے اور زیر زمین ہی رہ گئے ۔

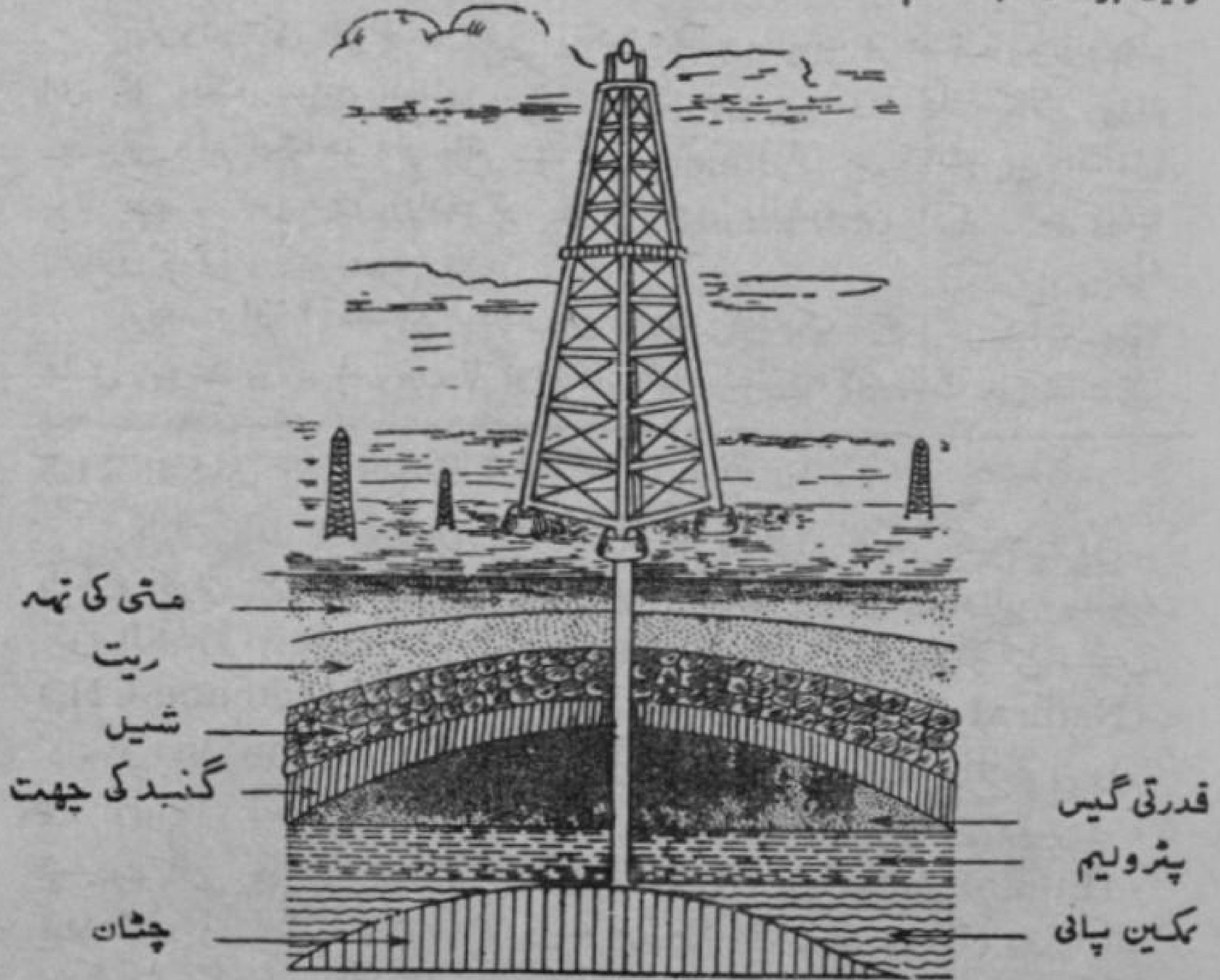
11.2 پٹرولیم توانائی کا بڑا ماخذ ہے

پٹرولیم اور قدرتی گیس توانائی کے بہت بڑے ماخذ ہیں ۔ دنیا میں توانائی کا بیشتر حصہ انہی دو ایندھنوں کے جلانے سے حاصل ہوتا ہے۔ پٹرولیم کے بڑے بڑے ذخائر سعودی عرب ، ایران ، عراق ، لیبیا اور مشرق وسطیٰ کے ممالک میں پائے جاتے ہیں ۔ اس کے علاوہ کینیڈا ، میکسیکو ، وینزویلا اور یو۔ ایس ۔ اے میں بھی اس کی وافر مقدار موجود ہے ۔ چونکہ پٹرولیم زیر زمین کافی گہرائی میں پایا جاتا ہے ، اس لیے پٹرولیم کے میدانوں کا پتہ لگانا خاصا دقت طلب کام ہوتا ہے ۔ عام طور پر ارضیاتی سروے کرکے اور زمین کی سطح پر دھماکوں سے مصنوعی زلزلے پیدا کرکے ان سے پیدا ہونے والے جھٹکوں کی لہروں (Shock waves) کا ایک آلے سیسمو گراف (Seismograph) سے مطالعہ کیا جاتا ہے ۔ اس آلے سے ملنے والی معلومات کی بنا پر اس علاقے میں پٹرولیم کی موجودگی کا اندازہ لگایا جاتا ہے ۔

11.3 پٹرولیم کے ذخائر کی تلاش

پٹرولیم زمین کی سطح کے قریب بہت ہی قلیل مقدار میں پایا جاتا ہے ۔ لیکن 1100 میٹر اور 1300 میٹر گہرائی میں تیل کی کافی مقدار ہوتی ہے ۔ اسی لیے پٹرولیم کے نکالنے کے لیے عموماً بہت زیادہ گہرے کنوئیں کھودے جاتے ہیں ۔ آج کل تو تیل کی تلاش میں زیر زمین چار میل گہرائی تک کنوئیں کھودے گئے ہیں ۔ خشکی کے علاوہ سمندر میں

بھی گہرے کنوئیں کھود کر تیل تلاش کیا جا رہا ہے۔ تیل زمین کے اندر جھیل یا تالاب کی شکل میں نہیں ہوتا بلکہ مسام دار ریت یا نرم ریتلے پتھر پٹرولیم سے تر ہوتے ہیں اور اسفنج کی مانند تیل سے بھرے ہوتے ہیں۔ غیر مسام دار تہوں کی چٹانوں کے درمیان خلاء سے جو ابھار یا گنبد بن جاتے ہیں ان کے درمیان تیل بند ہوتا ہے۔ اس کے اوپر بڑی مقدار میں زبردست دباؤ کے تحت (بعض مرتبہ 500 پونڈ فی مربع انچ) قدرتی گیس ہوتی ہے۔ جب کنواں وہاں تک کھودا جاتا ہے تو گیس کے دباؤ کی وجہ سے پٹرولیم سطح زمین پر آ جاتا ہے۔ جب گیس کا دباؤ کم ہو جاتا ہے تو پٹرولیم کو پمپ کے ذریعے سطح زمین پر لایا جاتا ہے۔



شکل 1 — 11 : زیر زمین پٹرولیم کا ذخیرہ اور تیل کا کنواں

تیل کے کنوئیں گھومتے برموں (Rotary bits) کی مدد سے کھودے جاتے ہیں -

جب برما تیل کے گنبد تک پہنچ جاتا ہے تو گیس کے دباؤ کی وجہ سے پٹرولیم فوارے کی شکل میں سطح زمین پر آ جاتا ہے اس کو والو (Valve) کے نظام کے ذریعے مزید بہنے سے روک دیا جاتا ہے - خام پٹرولیم ٹینکروں (Tankers) کے ذریعے یا زمین دوز پائپوں کے ذریعے کئی میل دور ریفائنری (Refinery) میں بھیجا جاتا ہے - جب گیس کا دباؤ کم ہو جاتا ہے تو پٹرولیم سطح زمین پر آنا بند ہو جاتا ہے - ایسی صورت میں پٹرولیم پمپ کے ذریعے حاصل کیا جاتا ہے -

11.4 پٹرولیم کی کیمیائی ترکیب

پٹرولیم کی ترکیب اور رنگ مختلف مقامات پر مختلف ہوتا ہے - اس کا رنگ سبزی مائل سرخ ، ہلکا زرد ، بھورا یا کالا ہوتا ہے - پٹرولیم ایک بو دار مائع ہے جو کئی ہزار مرکبات پر مشتمل ہوتا ہے - اس میں زیادہ تر کاربن اور ہائیڈروجن کے مرکبات ہائیڈرو کاربن ہوتے ہیں -

مزید برآں آکسیجن ، نائٹرجن اور گندھک کے مرکبات بھی شامل ہوتے ہیں - اس میں ناگوار بو گندھک کے کوویلنٹ مرکبات کی وجہ سے ہوتی ہے -

11.5 الکینیں (ALKANES)

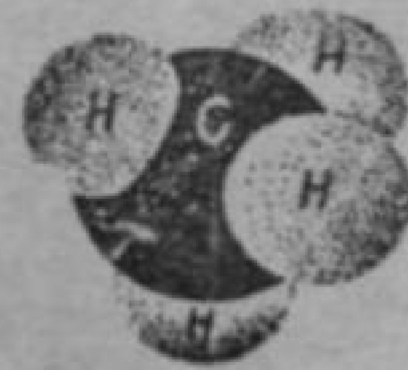
کاربن اور ہائیڈروجن کے مرکبات ہائیڈرو کاربن کہلاتے ہیں - ہائیڈرو کاربن کے سب سے سادہ اور وسیع طور پر پائے جانے والے سلسلے کو الکینیں (Alkanes) کہتے ہیں - اس سلسلے کا پہلا رکن میتھین (Methane CH_4) ہے جو گیس ہے - یہ قدرتی گیس (Natural gas) کا جزو اعظم ہے - قدرتی گیس اکثر زمین دوز پائے جانے والے پٹرولیم کی اوپر کی سطح پر موجود رہتی ہے - الکین سلسلے کے دوسرے ، تیسرے اور چوتھے اراکین بالترتیب ایتھین (Ethane : C_2H_6) ، پروپین (Propane C_3H_8) اور بیوٹین (Butane C_4H_{10}) ہیں - ان مرکبات کے فارمولوں پر غور کریں تو یہ بات واضح ہو جائے گی کہ ہر رکن اپنے بعد والے رکن سے (CH_2) کا فرق رکھتا ہے - اس سلسلے

کو ایک عام فارمولے (C_nH_{2n+2}) سے ظاہر کر سکتے ہیں - n سے مراد کاربن کے ایٹموں کی تعداد ہے -

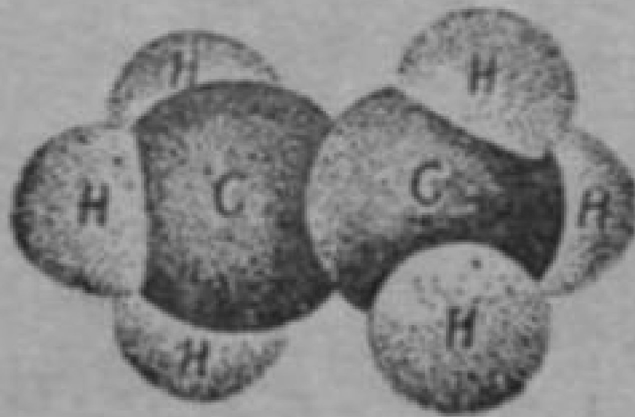
چند ہائیڈرو کاربن الکینوں کے نام ، فارمولے اور ان کی طبعی حالت درج ذیل ہیں :

نام		فارمولا	عام طبعی حالت
میتھین	Methane	$C\ H_4$	گیس
ایتھین	Ethane	$C_2\ H_6$	گیس
پروپین	Propane	$C_3\ H_8$	گیس
بیوٹین	Butane	$C_4\ H_{10}$	گیس
پنٹین	Pentane	$C_5\ H_{12}$	مائع
ہیکسین	Hexane	$C_6\ H_{14}$	مائع
ہیپٹین	Heptane	$C_7\ H_{16}$	مائع
آکٹین	Octane	$C_8\ H_{18}$	مائع
نونین	Nonane	$C_9\ H_{20}$	مائع
ڈیکین	Decane	$C_{10}H_{22}$	مائع
ایکوسین	Eicosane	$C_{20}H_{42}$	ٹھوس
ہیکسا کنٹین	Hexacontane	$C_{60}H_{122}$	ٹھوس

الکینیں سادہ ترین نامیاتی (Organic) مرکبات ہیں - ان میں کاربن ایٹم ایک دوسرے سے کوویلنٹ بانڈ کے ذریعے مل کر لمبے زنجیری مالیکیول بناتے ہیں - کاربن کے ایٹم کے چاروں ویلنسی بانڈز کوویلنٹ طور پر ہائیڈروجن کے ایٹموں اور دوسرے کاربن کے ایٹموں سے جڑے ہوتے ہیں - پہلے دس الکینوں کے مالیکیول ماڈل شکل 2—11 میں دیے گئے ہیں -

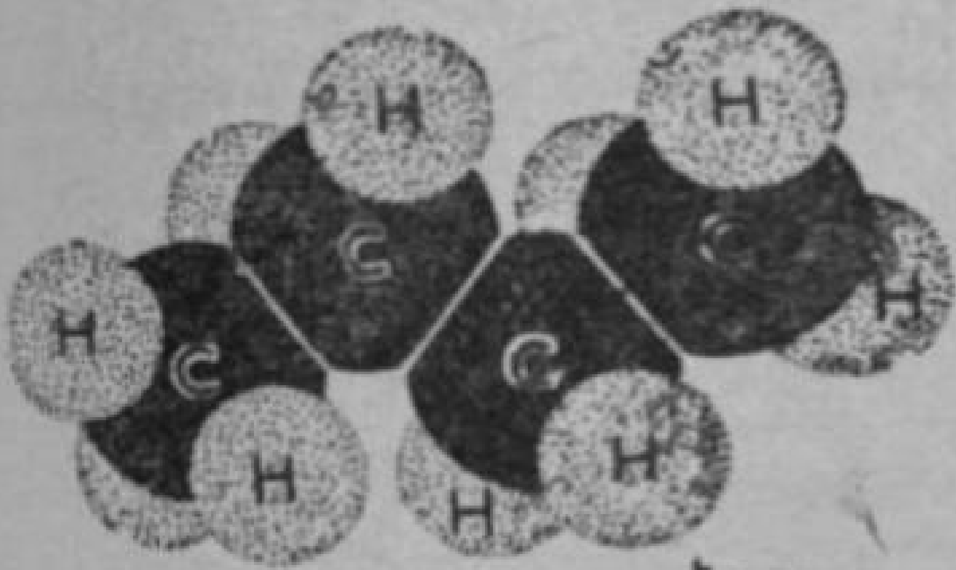


میتھین CH_4

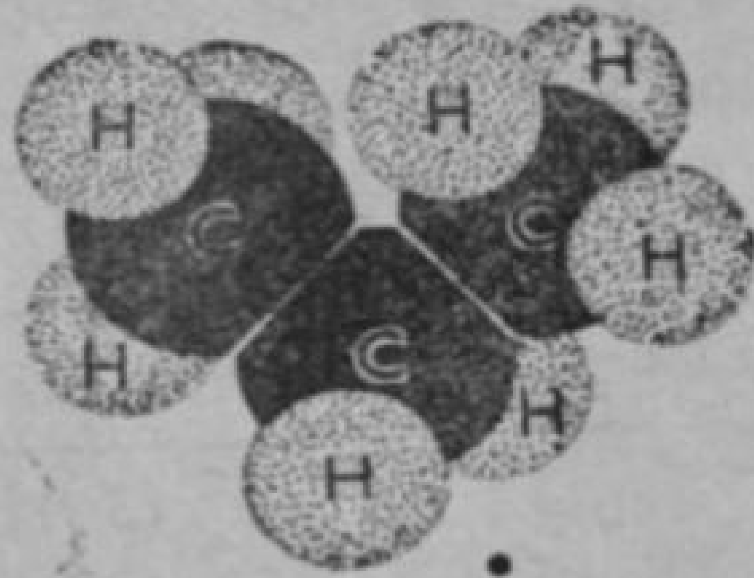


ایتھین C_2H_6

شکل 2-11 :



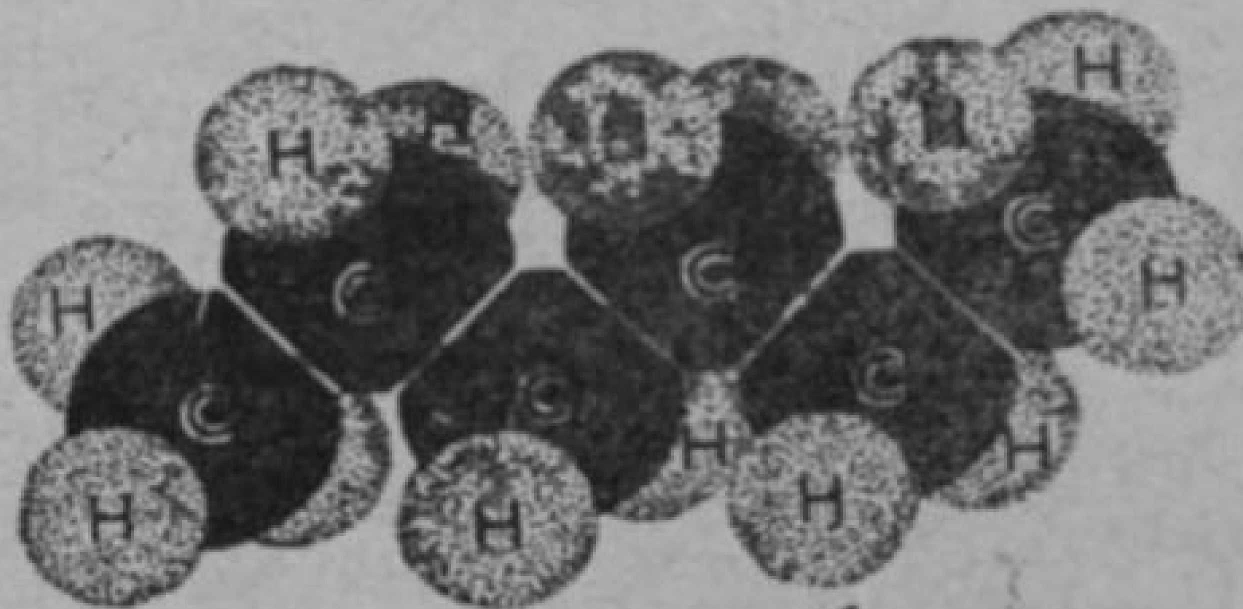
BUTANE بیوٹین



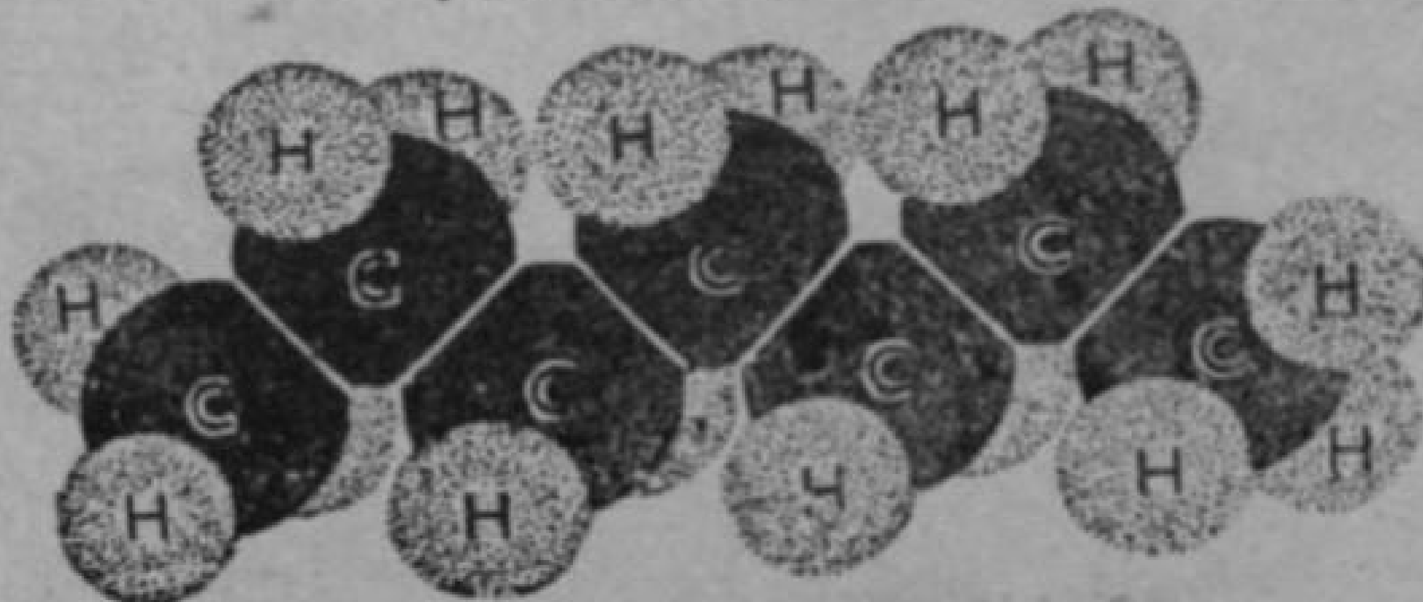
PROPANE پروپین



PENTANE پنٹین

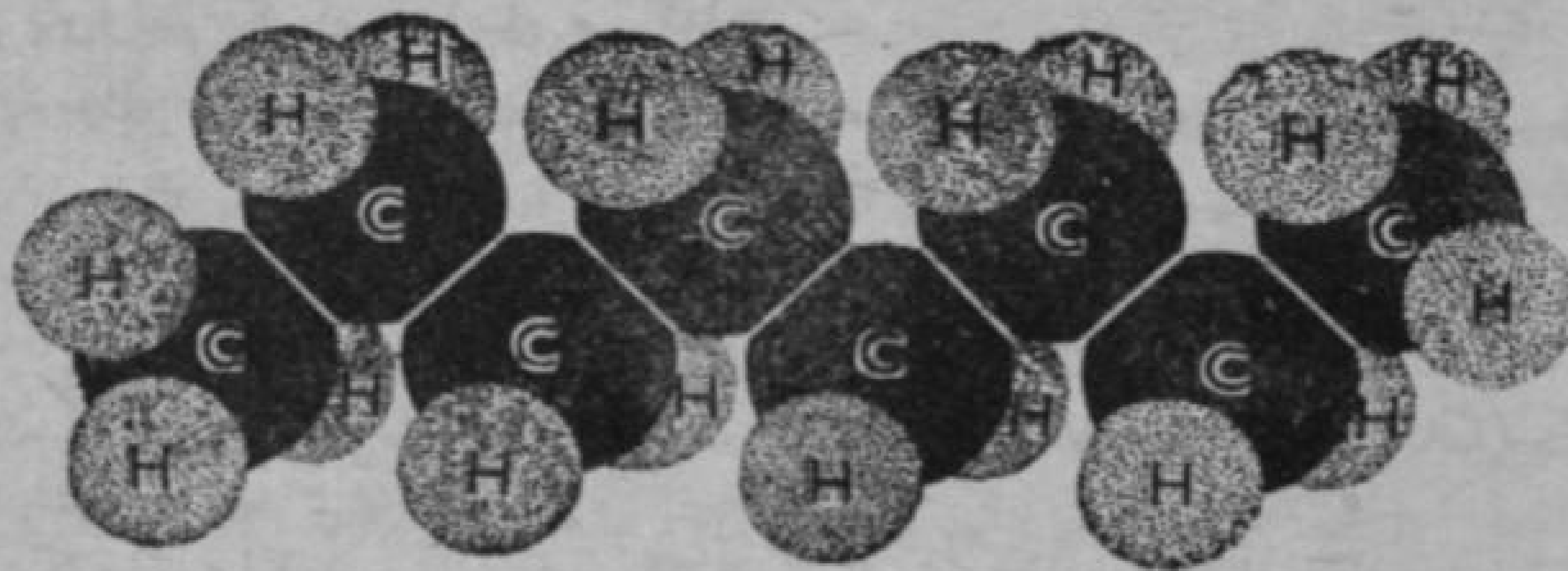


HEXANE ہیکسین

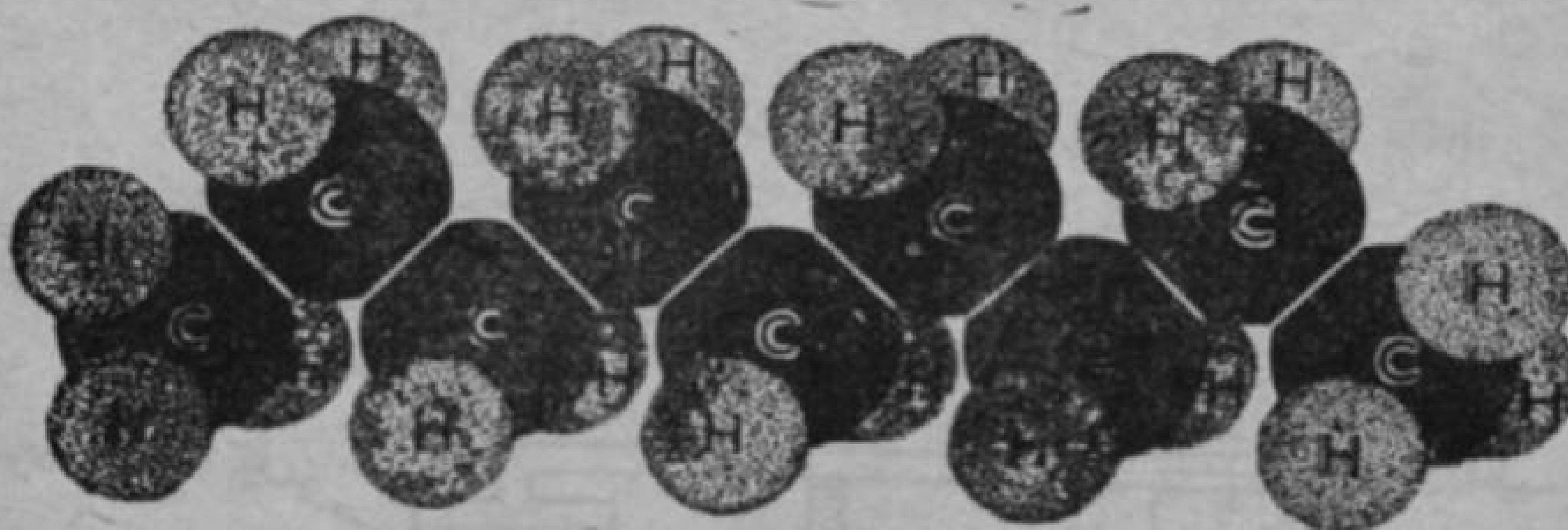


HEPTANE ہپٹین

شکل 2-11 ۔ الکینز کے مالیکیولی ماڈل



OCTANE آکٹین



NONANE نونین



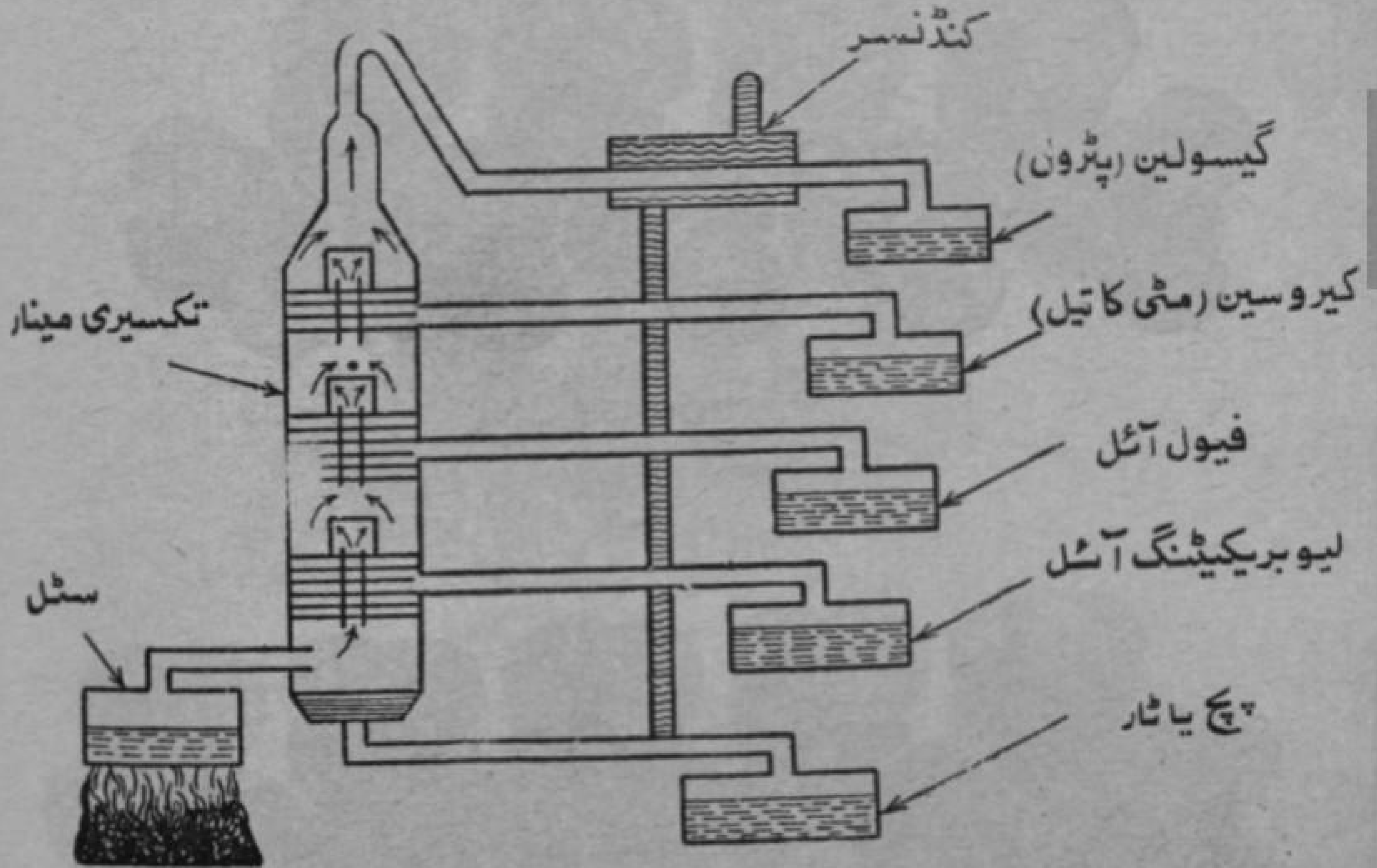
DECANE ڈیکین

11.6 پٹرولیم کے اہم حاصل مرکبات

پٹرولیم میں پائے جانے والے تمام مرکبات کو علیحدہ طور پر خالص حالت حاصل نہیں کیا جاتا بلکہ مختلف نقاط جوش کی کسروں (Fractions) کو حاصل کیا جاتا ہے۔ اس طریقے کو کسری کشید (Fractional distillation) کا طریقہ بھی کہتے ہیں۔ اس میں تبخیر (Evaporation) اور تکثیف (Condensation) کے عملوں سے مدد لی جاتی ہے۔

شکل 3—11 میں کسری کشید کا طریقہ دکھایا گیا ہے۔ اس کے تین اہم حصے ہیں :

(1) سٹل (Still)
(2) تکسیدی مینار (Fractionating Tower) اور
(3) کنڈنسر (Condenser)



شکل 3—11 : پٹرولیم کی کسری کشید

پٹرولیم کو ایک خاص بھٹی میں، جسے سٹل کہتے ہیں، دباؤ کے زیر اثر تقریباً 700°F سے 800°F تک گرم کیا جاتا ہے۔ اس طرح

گرم کرنے سے پٹرولیم نہ جوش کھاتا ہے اور نہ ہی بخارات میں تبدیل ہوتا ہے - یہاں سے گرم حالت میں پٹرولیم تقریباً 100 فٹ لمبے تکسیری مینار کے نچلے حصے میں جاتا ہے ، جہاں اس پر سے دباؤ ہٹ جاتا ہے اور یہ مائع بخارات میں تبدیل ہو جاتا ہے - جن ہائیڈرو کاربنوں کے نقاط جوش زیادہ ہوتے ہیں ، مثلاً اسفالٹ ، ان کے بخارات اس مینار کے نچلے حصے میں مائع میں تبدیل ہو جاتے ہیں اور جن ہائیڈرو کاربنوں کے نقاط جوش سب سے کم ہوتے ہیں ، مثلاً گیسولین (Gasoline) ، ان کے بخارات مینار کے سب سے اوپر کے حصے میں مائع میں تبدیل ہوتے ہیں اور ان دونوں کے درمیان دیگر ہائیڈرو کاربنوں کے بخارات اپنے اپنے نقطۂ جوش کے لحاظ سے مائع میں تبدیل ہو کر مینار میں مختلف جگہوں میں جمع ہوتے ہیں ، یہاں سے انہیں پاؤں کے ذریعے علیحدہ علیحدہ ذخیرہ کر لیا جاتا ہے -

اوپر بیان کردہ طریقے سے حاصل کردہ کسروں کی مکمل طور پر علیحدگی واقع نہیں ہوتی - بلکہ ان میں ایک دوسرے کا جز بطور لوٹوں (Impurities) کے موجود رہتا ہے - کسروں کو بہتر طریقے سے علیحدہ کرنے کے لیے ان کی دوبارہ کشید کی جاتی ہے - پھر ان کسروں کو کیمیائی عمل سے غیر ضروری لوٹوں سے یکسر پاک کیا جاتا ہے -

پٹرولیم کی کسری کشید سے حاصل ہونے والی کسریں

کسر کا نام	کسر کے مالیکیولوں میں کاربن کے ایٹموں کی تعداد	نقطۂ جوش °C	استعمال
گیس	C_1 تا C_5	−16[illegible] تا +40	بطور ایندھن - پولی مرائزیشن کے ذریعے گیسولین یا پٹرول میں تبدیل کیا جاتا ہے -
گیسولین یا پیٹرول	C_5 تا C_{12}	40 تا 220	موٹروں میں بطور ایندھن استعمال ہوتا ہے -

مٹی کا تیل یا کیروسین آئل	C_{12} تا C_{16}	200 تا 315	روشنی پیدا کرنے کے لیے تیل کے چولھوں میں جلانے کے لیے ہوائی جہازوں میں بطور ایندھن استعمال ہوتا ہے ۔
گیس آئل یا فیول آئل	C_{15} تا C_{18}	375 تک	ڈیزل انجنوں ، ٹریکٹروں اور جیٹ طیاروں میں بطور ایندھن ، بھٹیوں میں جلانے کے لیے استعمال ہوتا ہے ۔ ڈیزل انجنوں میں بطور ایندھن استعمال ہوتا ہے ۔
لبریکیٹنگ آئل	C_{16} تا C_{20}	355 سے اوپر	مشینوں کو چکنانے یا لبریکیشن (Lubrication) کے لیے ۔
پیرافین (موم)	C_{20} سے اوپر	نقطہ پگھلاؤ 51 تا 55	موم بتی بنانے کے لیے ۔ دیا سلائی کی صنعت میں ، موم جامے بنانے کے لیے ۔
اسفالٹ		تلچھٹ	چھتوں میں پانی کے عمل سے بچانے کے لیے ، سڑکوں پر ڈالنے کے لیے ، پینٹ اور ربڑ کی تیاری کے لیے ۔

100 گیلن خام پٹرولیم سے حاصل ہونے والی مختلف کسروں کی اوسط مقدار حسب ذیل ہے :

گیسولین	43·4 گیلن
فیول آئل	37·6 گیلن
کیروسین آئل	4·2 گیلن
لبریکیٹنگ آئل	2·0 گیلن
دیگر اشیاء مثلاً موم ، اسفالٹ وغیرہ	11·8 گیلن

11.7 پاکستان میں پٹرولیم کی صنعت

پاکستان میں تیل پائے جانے والے اہم خطوں کو مختلف میدانوں یا فیلڈز (Fields) میں تقسیم کیا گیا ہے مثلاً اٹک ، جہلم ، راولپنڈی کھوڑ ، ڈھلیاں ، جویا میر اور بالکسر جس کو پاکستان آئل فیلڈز لمیٹڈ (Pakistan Oil Fields Ltd) (سابقہ اٹک آئل کمپنی) چلاتی ہے - پاکستان آئل فیلڈز کی ریفائنری راولپنڈی کے قریب واقع ہے - پاکستان کے عالم وجود میں آتے ہی یہاں تیل کی تلاش شروع ہو گئی تھی اور دو کمپنیوں کو اس کے لیے خاص مراعات بھی دی گئی تھیں - پاکستان آئل فیلڈز کو پنجاب کے کچھ ضلعوں میں اور پاکستان پٹرولیم لمیٹڈ کو سندھ میں مراعات حاصل تھیں پاکستان پٹرولیم لمیٹڈ نے کچھ کھدائیاں بھی کیں لیکن بعد میں بند کر دیں - اس کے بعد اس کمپنی نے 1950ء میں بلوچستان میں کھدائیاں شروع کیں - انہیں وہاں تیل تو نہ مل سکا لیکن قدرتی گیس کے ذخائر مل گئے - ضلع جیکب آباد میں کشمور کے قریب ''سوئی'' میں قدرتی گیس کی وافر مقدار موجود ہے - اس گیس کو پائے جانے والے مقام کی مناسبت سے سوئی گیس کہتے ہیں - اور اب یہ گیس اکثر مقامات کو سپلائی کی جاتی ہے -

کراچی میں ایک ریفائنری قائم کی گئی ہے ، جو درآمد شدہ پٹرولیم صاف کرتی ہے - اس کے علاوہ حکومت پاکستان نے آئل اینڈ گیس کارپوریشن (Oil and Gas Corporation) قائم کی ہے جس کا کام یہ ہے کہ ارضیاتی سروے کرے اور کھدائی کے لیے موزوں جگہ تلاش کرے -

سوالات

1 - (ا) پٹرولیم کی ابتدا پر بحث کیجیے - پٹرولیم میں کسی قسم کے مرکبات پائے جاتے ہیں ؟

(ب) پٹرولیم حاصل کرنے کے لیے کنوئیں کس طرح کھودے جاتے ہیں ؟ پٹرولیم کو ریفائنری تک کیسے پہنچایا جاتا ہے ؟

(ج) ریفائنری میں کشید کرنے والے آلہ کے تین اہم حصے کون سے ہیں ؟ اس میں ہر ایک کے عمل کی وضاحت کیجیے -

2 - (ا) پٹرولیم کیا چیز ہے ؟ یہ زیر زمین کیسے پایا جاتا ہے اور اسے کس طرح حاصل کیا جاتا ہے ؟

(ب) پٹرولیم کی ریفائننگ سے کون سی اہم کسریں حاصل کی جاتی ہیں ؟ ان کے کیا کیا استعمال ہیں ؟

3 - پٹرولیم کے اہم حاصل مرکبات کیا ہیں ؟ انہیں کس طرح سے حاصل کیا جاتا ہے ؟ تفصیل سے بیان کیجیے -

4 - (ا) قدرتی گیس کیا ہے ؟ یہ پاکستان میں کہاں کہاں پائی جاتی ہے ؟ اس کے استعمال بیان کیجیے -

(ب) ہائیڈرو کاربن الکینیں کیا ہیں ؟ پہلے دس الکینوں کے نام اور فارمولے لکھیے -

5 - پٹرولیم کے اجزائے ترکیبی کیا ہیں ؟ پٹرولیم کے ذخائر کس طرح تلاش کیے جاتے ہیں ؟

6 - 500 لٹر قدرتی گیس کے اندر موجود میتھین (CH_4) کے مکمل احتراق کے لیے کس قدر ہوا کی ضرورت ہوگی جبکہ قدرتی گیس 95 فی صد میتھین ہے اور ہوا میں 20 فی صد آکسیجن موجود ہو ؟
(جواب : 4750 لٹر)

7 - پٹرولیم کی صنعت پر الگ مختصر سا مضمون لکھیے ، جس میں پٹرولیم کے اہم حاصل مرکبات اور ان کے استعمال پر بحث کیجیے -

بارھواں باب

نیو کلیائی کیمیا
(NUCLEAR CHEMISTRY)

12.1 سب سے چھوٹا اور سب سے بڑا ایٹم

آپ نویں جماعت میں پڑھ چکے ہیں کہ ایٹم کی ساری کمیت اس کے مرکز میں ہوتی ہے ، جسے نیوکلیس (Nucleus) کہتے ہیں اور نیوکلیس متحرک الیکٹرانوں سے گھرا ہوتا ہے - کسی ایک عنصر کا ایٹم ، کسی دوسرے عنصر کے ایٹم سے ان الیکٹرانوں کی تعداد کی نسبت سے مختلف ہوتا ہے - قدرتی طور پر پائے جانے والے عناصر میں سب سے چھوٹا ہائیڈروجن کا ایٹم ہوتا ہے - ہائیڈروجن ایٹم میں ایک اور ہیلیم ایٹم میں دو الیکٹران ہوتے ہیں - علیٰ ہذا القیاس عنصر نمبر 103 میں 103 الیکٹران ہوتے ہیں - زیادہ تر عنصر قدرتی طور پر پائے جاتے ہیں - تاہم وہ عنصر جن کے ایٹمی نمبر 43 ، 61 اور 93 یا اس سے زیادہ ہیں قدرتی طور پر نہیں پائے جاتے بلکہ یہ انسانوں کے اپنے تیار شدہ ہیں - ایٹم برق طور پر تعدیلی ہوتا ہے کیونکہ اس کے نیوکلیس میں جتنے مثبت بار دار پروٹان ہوتے ہیں اتنے ہی منفی بار دار الیکٹران اس کے گرد ہوتے ہیں - مثال کے طور پر ، یورنیم کا نیوکلیس 92 پروٹان رکھتا ہے اور اس طرح اس کے گرد 92 الیکٹران ہوتے ہیں - پروٹانوں کے علاوہ نیوکلیس میں نیوٹران بھی ہوتے ہیں جن کی کمیت تقریباً اتنی ہی ہوتی ہے جتنی کہ پروٹان کی لیکن یہ نیوٹران بار دار نہیں ہوتے -

سونے (Au) اور چاندی (Ag) کے نیوکلیس میں جو فرق ہے وہ بنیادی طور پر ان کے نیوکلیس میں پروٹانوں اور نیوٹرانوں کی تعداد کے فرق کی وجہ سے ہے -

12 2 ایٹمی کمیتیں تناسبی ہوتی ہیں

کیمیا دان حساب کتاب میں ایٹم کی اصل کمیت استعمال نہیں کرتے ، بلکہ وہ تقابلی کمیت استعمال کرتے ہیں - ان کی دلچسپی صرف اس بات تک محدود ہوتی ہے کہ مختلف ایٹم کس طرح ایک دوسرے سے مقابلتاً کم و بیش وزن رکھتے ہیں - ساری دنیا کے سائنسدان C_{12} کو معیار تصور کرتے ہیں - C_{12} ایسے کاربن کے ایٹم کو ظاہر کرتا ہے ، جس کی ایٹمی کمیت 12 ہے - مثال کے طور پر میگنیشیم کا ایٹم ، کاربن کے ایٹم سے دوگنا بھاری ہوتا ہے ، اسی لیے میگنیشیم کی ایٹمی کمیت 24 ہے - اس کے برعکس ہائیڈروجن کا ایٹم کاربن کے ایٹم کی نسبت بارھواں حصہ (یعنی 1/12) کمیت رکھتا ہے اور اس کی ایٹمی کمیت ایک ہے - اسی طرح سے یورینیم کی ایٹمی کمیت 238 بنتی ہے -

سائنسدانوں نے ایٹمی کمیتیں بہت صحیح حد تک معلوم کی ہیں - مثال کے طور پر ہائیڈروجن کی صحیح ایٹمی کمیت 1 008 ہے اور یورینیم کی 238·03 معلوم ہوئی ہے - نیوکلیائی تعاملات میں بالکل صحیح ایٹمی کمیتیں استعمال کی جاتی ہیں -

12.3 ایٹمی نمبر

کسی عنصر کے نیوکلیس میں پروٹان کی تعداد ، اس کا ایٹمی نمبر کہلاتا ہے - مثال کے طور پر ہائیڈروجن کا ایٹمی نمبر 1 ہے کیونکہ اس کے نیوکلیس میں صرف پروٹان ہے - ہیلیم کے نیوکلیس میں دو پروٹان ہوتے ہیں پس اس کا ایٹمی نمبر 2 ہے - آکسیجن کا ایٹمی نمبر کیا ہوگا ؟ اس کتاب کے آخر میں دیے گئے پیریاڈک چارٹ میں عناصر اپنے ایٹمی نمبروں کے حساب سے درج ہیں - ہر عنصر میں ، ہائیڈروجن سے لے کر (جس میں ایک پروٹان ہے) ، ہیلیم (جس میں دو پروٹان ہیں) اور آخر میں عنصر نمبر 103 تک ایک ایک پروٹان بتدریج بڑھتا جاتا ہے -

کسی عنصر کا ایٹمی نمبر اس کی خاص شناخت ہے - کوئی بھی ایٹم جس کے نیوکلیس میں 92 پروٹان ہوں یورینیم کا ایٹم ہوگا -

مزید براں اگرچہ کسی شے کی ایٹمی کمیت یورینیم کے برابر ہو سکتی ہے ، مگر وہ یورینیم نہیں ہو سکتی جب تک کہ اس کا ہر ایٹم 92 پروٹان پر مشتمل نہ ہو -

چونکہ ہر پروٹان اکائی مثبت برق بار رکھتا ہے ، اس لیے ایٹمی عدد نیوکلیس کا بار ظاہر کرتا ہے - مثال کے طور پر ہیلیم کا نیوکلیس 2+ بار رکھتا ہے ، اور یورینیم کا نیوکلیس 92+ - ذیل میں ہائیڈروجن ، کاربن اور یورینیم کے ایٹموں کا موازنہ کیا گیا ہے :

	ہائیڈروجن ایٹم H	کاربن ایٹم C	یورینیم - 238 ایٹم U
پروٹانوں کی تعداد	1	6	92
نیوٹرانوں کی تعداد	0	6	146
الیکٹرانوں کی تعداد	1	6	92
ایٹمی کمیت	1·00797	12·0000	238·124
کمیتی نمبر	1	12	238
ایٹمی نمبر	1	6	92

ایٹمی کمیت کے لیے کاربن ایٹم معیار ہے -

12.4 تابکاری (RADIO ACTIVITY)

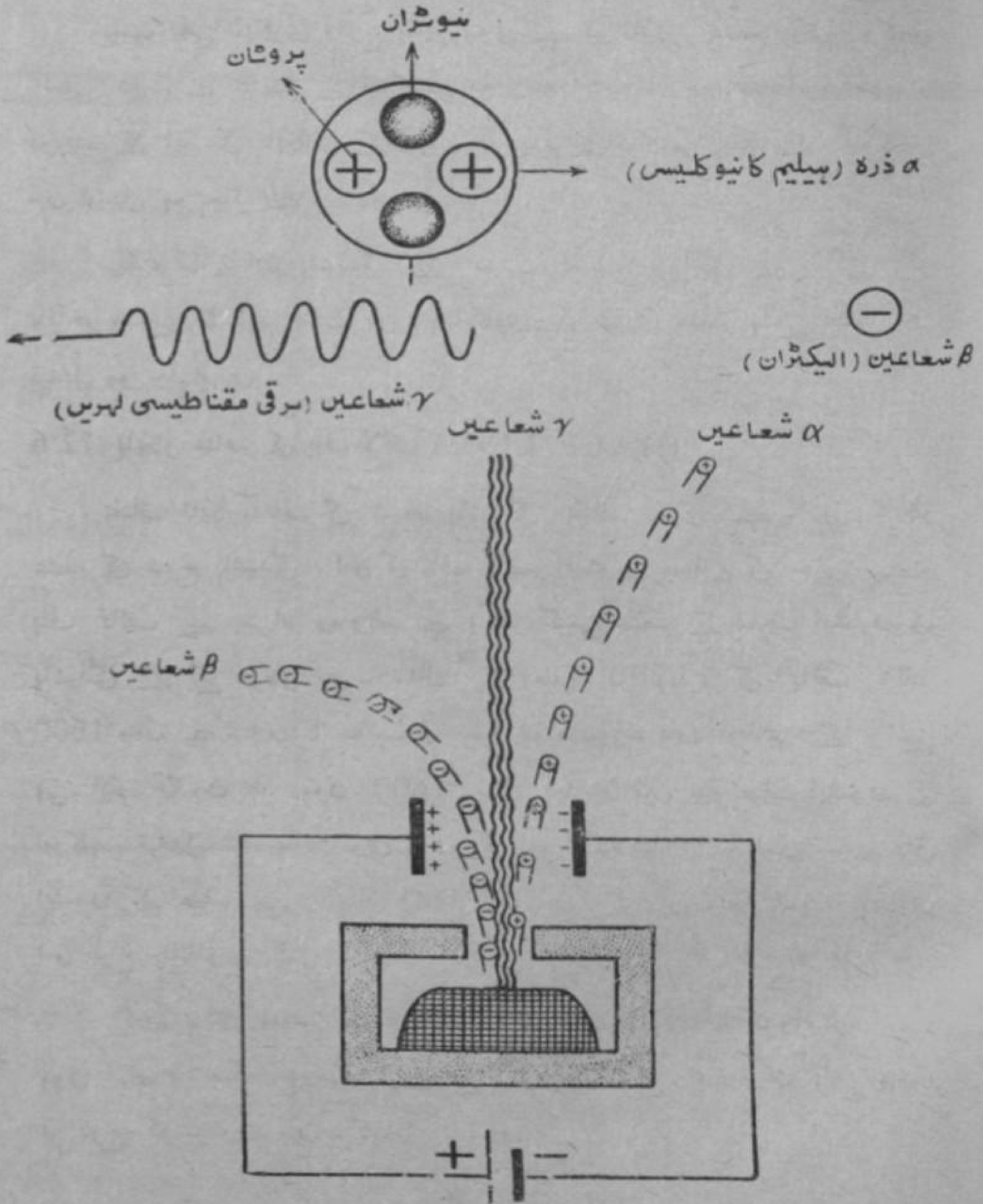
1896ء میں ایک فرانسیسی سائنسدان ہنری بیکورل (Henry Becquerel) نے ایک حیران کن دریافت کی - اس نے یورینیم کے قریب ایک کیمرہ فلم کی پلیٹ رکھ چھوڑی تھی ، جس کو ڈیویلپ (Develop) کرنے پر پتہ چلا کہ جیسے اسے روشنی دکھائی گئی ہو کیونکہ فلم پر ایک سیاہ دھبہ تھا - مزید مطالعے اور تجربے کے بعد اس نے یہ نتیجہ اخذ کیا کہ یورینیم خفیہ طور پر ایک قسم کی

اشعاعی قوت خارج کرتی ہے ، جسے تابکاری کا نام دیا گیا - قبل ازیں تین ماہ پہلے روئنجن (Roentgen) نے ایکس ریز (X-rays) دریافت کی تھیں جو اکثر مادی اشیاء میں سے آسانی سے گزر سکتی ہیں - یورینیم سے خارج ہونے والی شعاعیں ان سے بھی زیادہ طاقتور ہیں - سال ہا سال تک یورینیم اور اس کے تمام مرکبات یہ سرایت کرنے والی شعاعیں خارج کرتے رہتے ہیں - ہم اس روکنے کے لیے کچھ بھی نہیں کر سکتے - چاہے یورینیم کو کسی بھٹی میں رکھ دیں ، چاہے مائع یا ہوا میں ، یہ ہمیشہ تابکاری خارج کرے گا - تابکاری کا موجب وہ خود کار تبدیلی ہے جو بعض خاص ایٹموں کے نیوکلیس میں وقوع پذیر ہوتی ہے -

1898ء میں مادام کیوری (Madame Curie) نے معلوم کیا کہ عنصر تھوریم بھی تابکار ہے - اسی سال اس نے اور اس کے شوہر نے معلوم کیا کہ پچ بلنڈی (Pitch Blende) جو کہ یورینیم کی ایک کچ دھات ہے خالص یورینیم سے بھی زیادہ تابکار ہے ، اس سے انہوں نے یہ نتیجہ اخذ کیا کہ پچ بلنڈی میں ضرور کوئی ایسا عنصر ہوگا جو کہ بہت زیادہ تابکار ہے - مزید تحقیقات سے انہیں ریڈیم کا سراغ ملا - انہوں نے معلوم کیا کہ ریڈیم یورینیم سے بھی 100 لاکھ گنا زیادہ تابکار ہے -

12.5 تابکاری تین قسم کی شعاعیں پیدا کرتی ہے

کسی تابکار ایٹم کا نیوکلیس بہت سے ذرات پر مشتمل ہوتا ہے جو کہ کافی مضبوط اور مربوط قوت سے نیوکلیس میں بندھے ہوتے ہیں - لیکن بعض اندرونی خلفشار یا بے حد تیز رفتار بیرونی ذرات کے ٹکراؤ سے نیوکلیس کا توازن بگڑ جاتا ہے اور پاشیدگی شروع ہو جاتی ہے - الفا (α) ، بیٹا (β) اور گاما (γ) شعاعوں (Gamma rays) کی صورت میں قوت اور مادے کا نیوکلیس سے اخراج شروع ہو جاتا ہے جسے تابکاری کہا جاتا ہے - α ذرات یا α شعاعیں مثبت بار ہیلیم کے نیوکلیس پر مشتمل ہوتی ہیں - β شعاعیں ایسے الیکٹران پر مشتمل ہوتی ہیں جن کی رفتار تقریباً روشنی کی رفتار کے برابر ہے - γ شعاعیں بے بار ہوتی ہیں اور طاقت ور ایکس ریز کے مشابہ ہیں -



شکل 12-1 ایک تابکار عنصر ، تین قسم کی شعاعیں خارج کرتا ہے جو برقی فیلڈ میں علیحدہ ہو جاتی ہیں ۔

جب بھی تابکاری وقوع پذیر ہوتی ہے تو تابکار عنصر کا نیوکلیس کسی دوسرے عنصر کے نیوکلیس میں تبدیل ہوتا ہے ۔ مثال کے طور پر یورینیم کے ایٹم کی تابکاری کے سبب یورینیم کا نیوکلیس ریڈیم کے نیوکلیس میں تبدیل ہو جاتا ہے ۔

ریڈیم کا یہ ایٹم پاشیدگی کے سبب مختلف مراحل سے گزر کر بالآخر سیسے کا ایٹم بناتے ہیں ۔ تابکاری سے بھاری عنصر ہلکے عنصر میں تبدیل ہو جاتے ہیں ۔

12·6 تابکار عناصر کی ہاف لائف (HALF LIFE)

مختلف تابکار عناصر کی شرح پاشیدگی مختلف ہوتی ہے ۔ ہر تابکار عنصر کی شرح پاشیدگی ، اس کی ہاف لائف مدت سے معلوم کی جاتی ہے ۔ ہاف لائف سے مراد وہ وقفہ ہے ، جو کسی عنصر کے نصف ایٹموں کی پاشیدگی کے لیے درکار ہو ۔ مثال کے طور پر ریڈیم کی ہاف لائف 1600 سال ہے ۔ اس کا مطلب یہ ہوا خواہ شروع میں ریڈیم کے کتنے ہی ایٹم کیوں نہ ہوں 1600 سال بعد ان میں سے نصف ایٹموں کے نیوکلیس تبدیل شدہ حالت میں ہوں گے اور آئندہ 1900 سالوں میں باقی ایٹموں کے نصف بھی پاشیدگی اختیار کر لیں گے اور یہ عمل تابکاری اس طرح چلتا رہے گا ۔

کچھ تابکار عناصر کے لیے ہاف لائف ایک سیکنڈ کا کروڑواں حصہ ہوتی ہے ، جبکہ دوسروں کے لیے کروڑوں سال ، جیسا کہ اگلے صفحہ پر درج گوشوارے میں دکھایا گیا ہے :

کچھ تابکار عنصر کی ہاف لائف

عنصر یا نیوکلیس	Symbol یا علامت	ہاف لائف
ٹن — 124	$_{50}Sn^{124}$	$1{\cdot}7 \times 10^{18}$ سال
تھوریم — 232	$_{90}Th^{232}$	$1{\cdot}4 \times 10^{10}$ سال
یورینیم — 238	$_{92}U^{238}$	$4{\cdot}5 \times 10^{9}$ سال
کاربن — 14	$_{6}C^{14}$	5568 سال
ریڈیم — 226	$_{88}Ra^{236}$	1622 سال
سیکنڈیم — 46	$_{21}Sc^{46}$	85 دن
بیریم — 139	$_{56}Ba^{139}$	86 منٹ
نائٹرجن — 16	$_{7}N^{16}$	7·4 سیکنڈ
ہیلیم	He^{5}	$2{\cdot}4 \times 10^{-21}$ سیکنڈ

تابکاری سے پیدا شدہ توانائی کی مقدار بہت زیادہ ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر ایک پونڈ ریڈیم کی تابکاری کے سبب پیدا شدہ حرارت فی گھنٹہ اتنی کافی ہے کہ پانی کے ایک پونڈ کو صفر درجہ° حرارت سے اس کا درجہ کھولاؤ تک ابال سکے۔ ہو سکتا ہے کہ آپ کو حرارت کی یہ مقدار بہت معمولی معلوم ہوتی ہو، لیکن یاد رکھیے یہ سلسلہ برسوں تک جاری رہتا ہے۔

12·7 اکثر عناصر کے نیوکلیس قیام پذیر (Stable) ہوتے ہیں

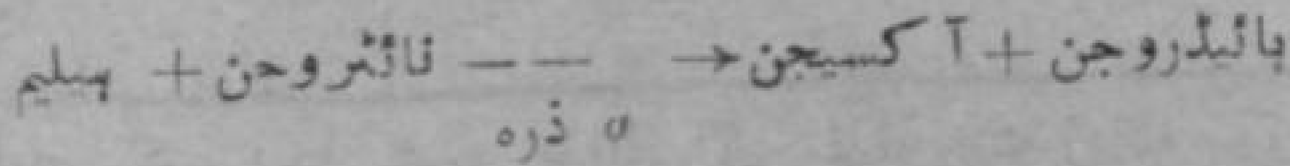
غیر تابکار عناصر کے نیوکلیس بہت قیام پذیر ہوتے ہیں اور ان کے نیوکلیس کو توڑنا بہت ہی مشکل امر ہے۔ مثال کے طور پر اگر نائٹروگلیسرین کا دھاکہ کیا جائے تو چونکہ نائٹروگلیسرین، ہائیڈروجن، نائٹروجن، کاربن اور آکسیجن کے ایٹموں سے مل کر بنی ہے، دھاکے کے کیمیائی عمل کے دوران یہ ایٹم مل کر نئے مالیکیول

بنا دیں گے اور اس طرح سے نئے مرکبات معرض وجود میں آئیں گے ۔ لیکن دھماکے کے بعد بھی ان کے ایٹموں کے نیوکلیس محفوظ رہیں گے ۔

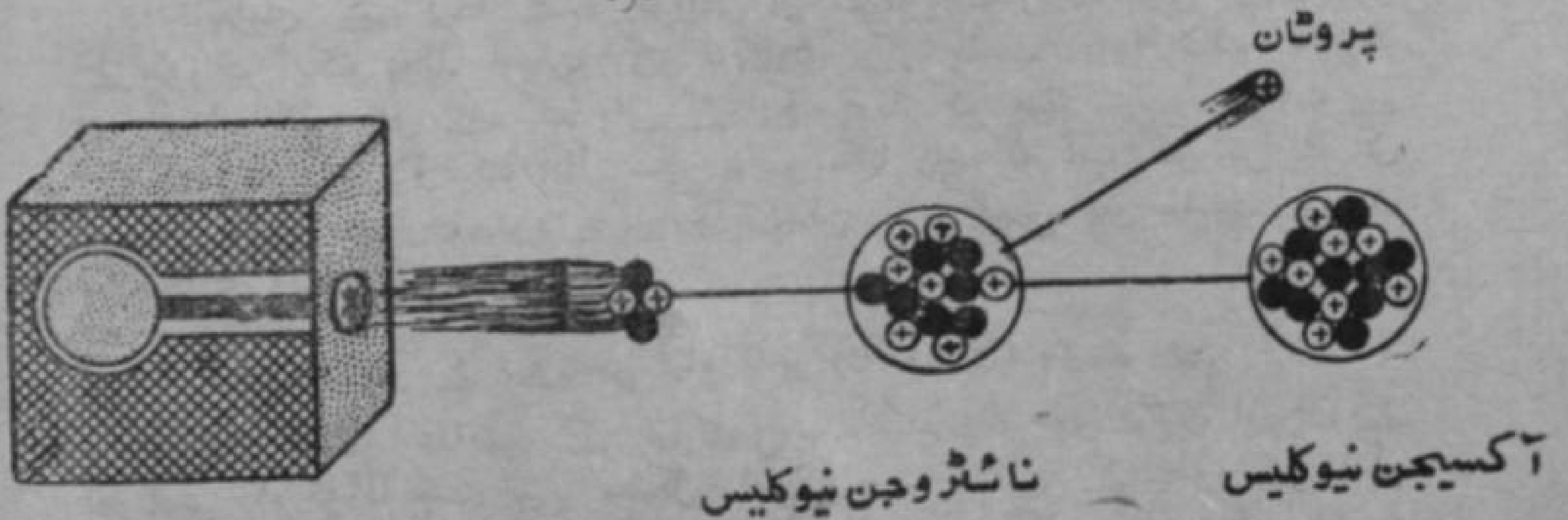
نائٹرو گلیسرین کا دھماکہ ایک ایسا کیمیائی عمل ہے ، جس سے بہت زیادہ توانائی حاصل ہوتی ہے ۔ اگرچہ نیوکلیس کو توڑنا مشکل امر ہے لیکن اس کے ٹوٹنے پر جو توانائی خارج ہوتی ہے وہ کیمیائی دھماکے کی توانائی سے لاکھوں گنا زیادہ ہوتی ہے ۔

1919ء تک نیوکلیس کو توڑا نہیں جا سکا تھا ۔ لیکن اس سال ردر فورڈ نے ایک طریقہ ایسا معلوم کیا جس سے ایٹم کے نیوکلیس کو توڑا جا سکتا ہے ۔ ایٹموں کو بہت تیز رفتار نیوکلیائی ذرات (یعنی پروٹان، نیوٹران ، وغیرہ) سے نشانہ بنا کر توڑا جا سکتا ہے ۔ ایسے عملوں کو نیوکلیائی تعاملات کہتے ہیں ۔ سائنسدانوں نے سب سے پہلا نیوکلیائی تعامل نائٹروجن ایٹم کو آکسیجن ایٹم میں تبدیل کر کے سر انجام دیا ۔ نائٹروجن ایٹم کا نیوکلیس α ذرات کی مدد سے ، جو کہ ریڈیم سے نکلتے تھے ، مضروب کیا گیا اور اس عمل سے ہائیڈروجن گیس اور آکسیجن گیس پیدا ہوئیں ۔

یہ یاد رکھتے ہوئے کہ α ذرہ ، ہیلیم ایٹم کا نیوکلیس ہوتا ہے (یعنی 2 پروٹان اور 2 نیوٹران پر مشتمل ذرہ) ہم مندرجہ ذیل مساوات سے اس تبدیلی کو ظاہر کرتے ہیں ۔



ہائیڈروجن + آکسیجن ← — — نائٹروجن + ہیلیم
α ذرہ



شکل 2 — 12 : نائٹروجن کو آکسیجن میں تبدیل کرنے کا عمل ۔

اس عمل میں ہیلیم نیوکلیس کا ایک α ذرہ جو تیز رفتاری سے سفر کر رہا تھا ، نائٹروجن کے نیوکلیس سے ٹکرایا اور اس میں جذب ہو گیا ۔ نتیجتاً اس طرح سے پیدا شدہ نیوکلیس چونکہ غیر قیام پذیر تھا اس لیے وہ ٹوٹ گیا اور ایک تیز رفتار ہائیڈروجن نیوکلیس یا پروٹان اور آکسیجن کا نیوکلیس وجود میں آیا ۔ اس طرح پہلے نیوکلیائی عمل میں نائٹروجن کی آکسیجن میں تبدیلی کی گئی ۔

یہ عمل انسانی کوششوں کی پہلی کامیابی تھی جو اس نے ایک عنصر کو دوسرے میں تبدیل کر کے حاصل کی ۔ صدیوں تک کیمیا دان دوسرے عناصر سے سونا حاصل کرنے کی سعی کرتے رہے ، لیکن آج ایک عنصر کی دوسرے میں تبدیلی سائنس دانوں کے ہاتھوں روزمرہ کا کام ہے ۔

اس عظیم کام کا ایک اہم پہلو یہ ہے کہ اس سے ثابت ہو گیا کہ انسان نیوکلیس کو ضرب لگا سکتا ہے ۔ مزید برآں یہ ایٹمی توانائی کے حصول کی طرف پہلا قدم تھا ۔

12.8 نیوکلیائی مساوات (NUCLEAR EQUATIONS)

نیوکلیائی کیمیا دان (Nuclear Chemist) نیوکلیائی مساوات استعمال کرتے ہیں جو کہ بعینہٖ کیمیائی مساوات کے مشابہ ہوتی ہیں ۔ ردر فورڈ نے نائٹروجن کو آکسیجن میں جس طرح تبدیل کیا اس کی نیوکلیائی مساوات یہ ہوگی ۔



$$_{2}He^{4} + _{7}N^{14} \longrightarrow _{8}O^{17} + _{1}H^{1}$$

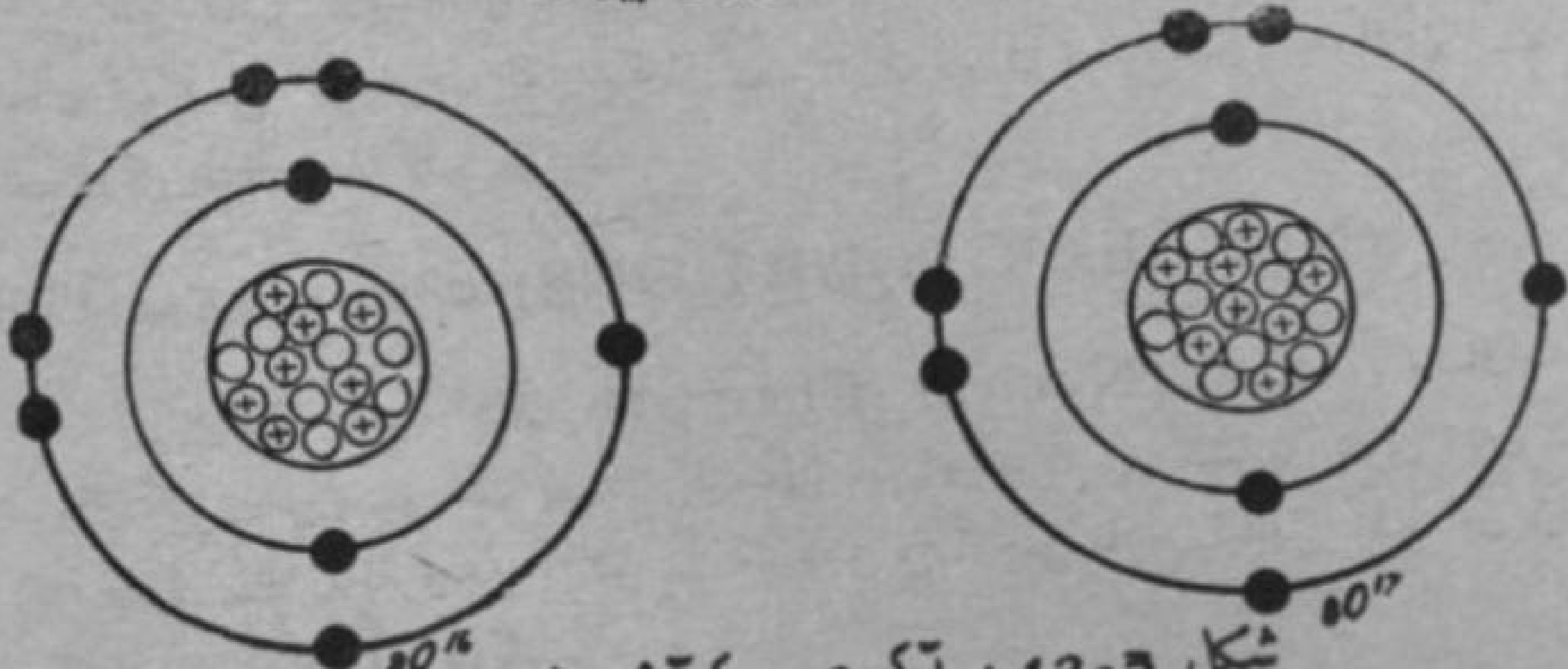
ہیلیم نائٹروجن آکسیجن ہائیڈروجن

اس کا مطلب یہ ہے کہ ایک ہیلیم کا نیوکلیس (یا α ذرہ) نائٹروجن کے نیوکلیس سے عمل کرتا ہے اور اس طرح آکسیجن کا ایک نیوکلیس اور ہائیڈروجن کا ایک نیوکلیس معرض وجود میں آتے ہیں ۔ جو عدد

علامت کے بائیں ہاتھ نیچے کی جانب لکھا ہے وہ عنصر کا ایٹمی نمبر ہے اور پروٹان کی تعداد ظاہر کرتا ہے۔ غور کریں کہ مساوات کے ہر دو طرف ایٹمی نمبر جمع ہو کر 6 بنتے ہیں۔ اس طرح سارے عمل میں پروٹان کی مجموعی تعداد میں کمی بیشی نہیں ہوئی۔ علامت کے دائیں ہاتھ اوپر کے حصے کا عدد کمیتی نمبر (Mass number) کو ظاہر کرتا ہے۔ یعنی یہ نیوکلیس میں موجود کل پروٹان اور نیوٹران کی تعداد کو ظاہر کرتا ہے، اس مساوات کے دونوں طرف (یعنی دائیں اور بائیں طرف) کمیتی نمبر کا مجموعہ بھی برابر ہے۔

12.9 ہم جا یا آئسوٹوپ (ISOTOPES)

ایک ایٹم جس کے نیوکلیس میں 8 پروٹان ہوں آکسیجن کا ایٹم ہوگا۔ عام آکسیجن کا ایٹم 8 نیوٹران رکھتا ہے۔ اس طرح اس کا کمیتی نمبر 16 ہوگا۔ تاہم کچھ آکسیجن کے ایٹم ایک زائد نیوٹران رکھتے ہیں جس سے اس کا کمیتی نمبر 17 ہو جاتا ہے۔ اوپر والی مساوات میں آکسیجن ایٹم میں 9 نیوٹران ہیں۔

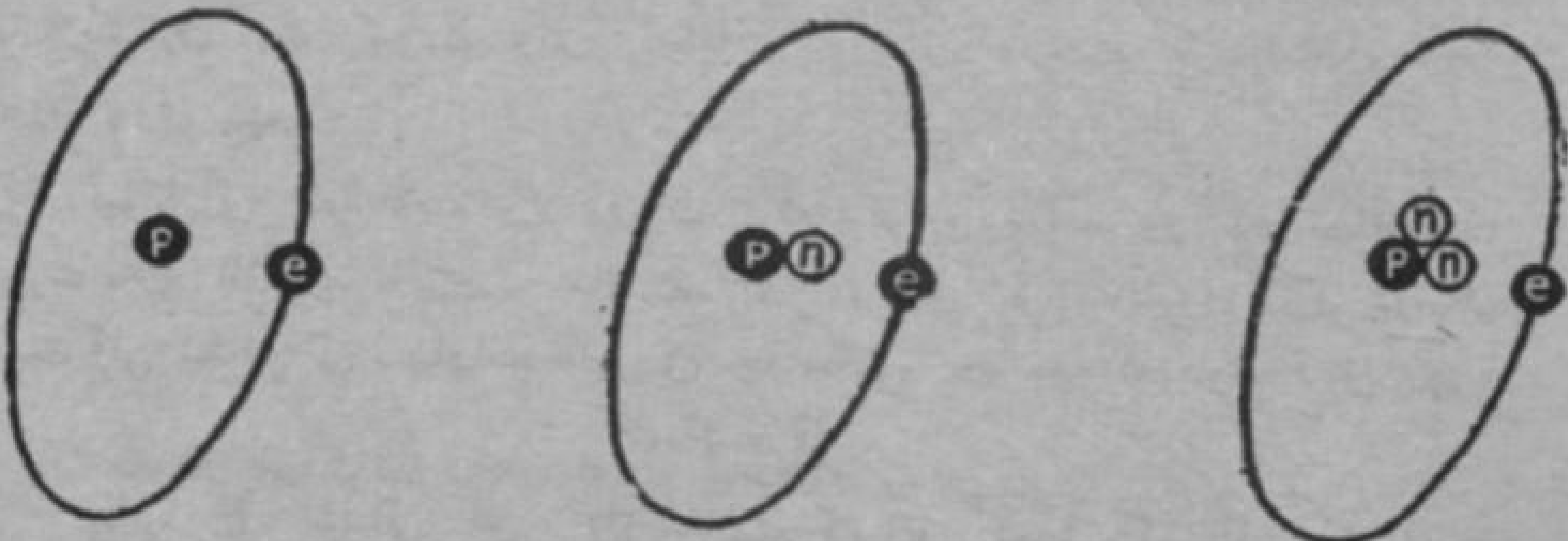


شکل 12-3 : آکسیجن کے آئسوٹوپ $_{8}O^{16}$ اور $_{8}O^{17}$

جیسا کہ آپ پہلے پڑھ چکے ہیں، ایسے ایٹم جن کے لیوکلیس ایک ہی جتنے پروٹان رکھتے ہوں، مگر ان میں نیوٹران کی تعداد مختلف ہو، ہم جا یا آئسوٹوپ کہلاتے ہیں۔ بیشتر عناصر کے قدرتی آئسولوپ موجود ہیں لیکن بعض کے بالکل نہیں ہوتے۔ اس سوال کے جواب میں کہ کیوں نہ زمانہ حال تک ہم نے آئسوٹوپ کے بارے میں تفصیلاً تحقیق کی اور

انھیں علیٰحدہ کرنے کے طریقے اختیار کیے ، یہی کہا جائے گا کہ آئسوٹوپ کیمیائی خواص میں ایک دوسرے سے مماثلت رکھتے ہیں اس لیے ان کو علیٰحدہ کرنے کے لیے بعض دوسرے طریقے جو کہ ان کی کمیت کے فرق پر منحصر ہوں ، استعمال کیے جاتے ہیں -

عام ہائیڈروجن کے پانچ ہزار حصوں میں صرف ایک حصہ دوسرے آئسوٹوپ کا ہوتا ہے جسے ''بھاری ہائیڈروجن'' یا کیمیا کی زبان میں ڈیوٹریم (Deuterium) کہتے ہیں ، جیسا کہ شکل 4—12 میں دکھایا گیا ہے - ڈیوٹریم کے نیوکلیس میں عام ہائیڈروجن کے برخلاف پروٹان کے ہمراہ ایک زائد نیوٹران بھی ہوتا ہے - ہائیڈروجن کے ایک اور



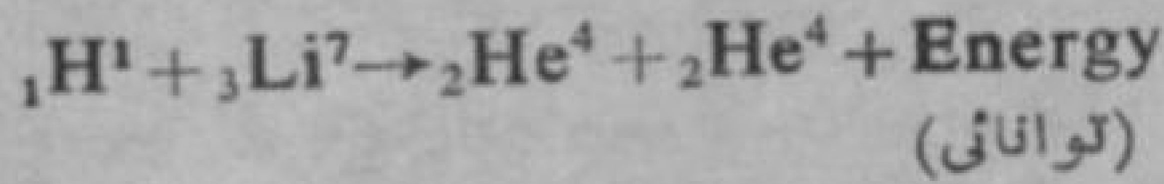
شکل 12-4 ہائیڈروجن کے ہمجا یا آئسوٹوپ

آئسوٹوپ ٹریٹیم (Tritium) کے نیوکلیس میں دو نیوٹران ہوتے ہیں - ہائیڈروجن کے یہ آئسوٹوپ ($_1H^2$ اور $_1H^1$) نیوکلیائی تعاملات میں کافی اہم ہیں -

12-10 نیوکلیائی توانائی

ردر فورڈ نے قدرتی شعاعوں کو جو کہ ریڈیم سے نکلتی تھیں مختلف نیوکلیسوں کو توڑنے کے لیے استعمال کیا - 1932ء میں دو دوسرے سائنس دانوں نے لیتھیم کے نیوکلیس کو تیز رفتار پروٹانوں سے توڑ ڈالا -

ان پروٹانوں کی رفتار ، ایک لمبی ٹیوب میں تیز سے تیز کی گئی تھی - جب ایک لیتھیم ایٹم کا نیوکلیس ایک پروٹان سے ٹکرایا تو یہ دو ہیلیم کے نیوکلیسوں میں منقسم ہو گیا اور اس دوران حرارت کی شکل میں کافی زیادہ توانائی خارج ہوئی -



$$ {}_1H^1 + {}_3Li^7 \rightarrow {}_2He^4 + {}_2He^4 + \text{Energy} $$

(توانائی)

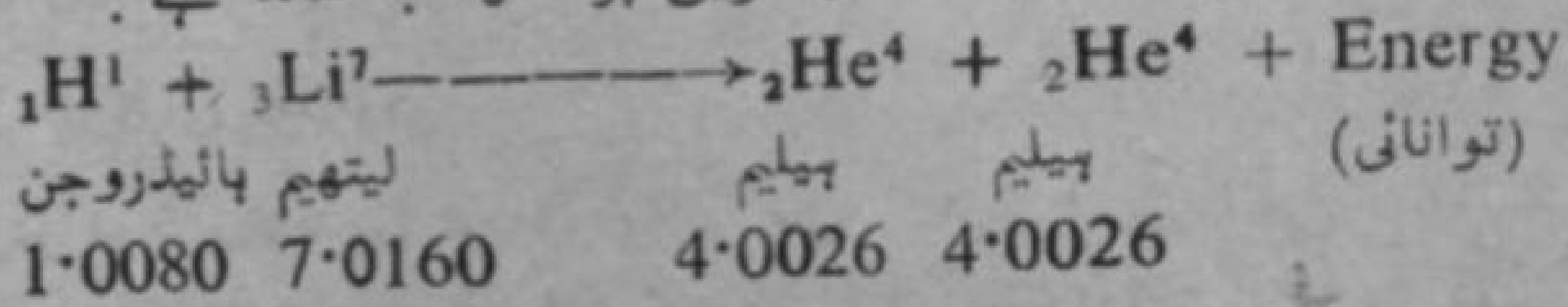
سائنسدان جان چکے تھے کہ نیوکلیس توانائی کا ایک بہت بڑا ذخیرہ ہے اور اب اس طرف آ رہے تھے کہ یہ توانائی کیسے اخذ کی جائے - بیشتر ازاں 1905ء میں آئن سٹائن نے پشین گوئی کی تھی کہ مادہ اور توانائی ایک دوسرے میں تبدیل ہو سکتے ہیں - نیوکلیائی تعاملات میں پیدا ہونے والی توانائی دراصل مادے کی تبدیل شدہ صورت ہوتی ہے -

نیوکلیائی تعاملات کے دوران کچھ مادہ غائب ہو کو توانائی کی صورت میں ظاہر ہوتا ہے - مادے اور توانائی کی مقداروں کے درمیان نسبت آئن سٹائن کی مساوات ظاہر کی جا سکتی ہے جو کہ درج ذیل ہے :

$$ E = mc^2 $$

یہاں E توانائی کو ، m مادے کی اس کمیت کو ظاہر کرتا ہے جو توانائی میں تبدیل ہو اور c روشنی کی رفتار کو ظاہر کرتی ہے - اس مساوات سے ہم توانائی کی مقدار نکال سکتے ہیں جو مادے کے ایک گرام کو توانائی میں تبدیل کرنے سے پیدا ہوگی - یہ تقریباً 250 لاکھ کلوواٹ آور (Kilowatt hour) بنتی ہے -

متذکرہ بالا عمل ، جس میں لیتھیم اور ہائیڈروجن کے نیوکلیس مل کر ہیلیم کا نیوکلیس بناتے ہیں ، اس طریق پر لکھا جا سکتا ہے :

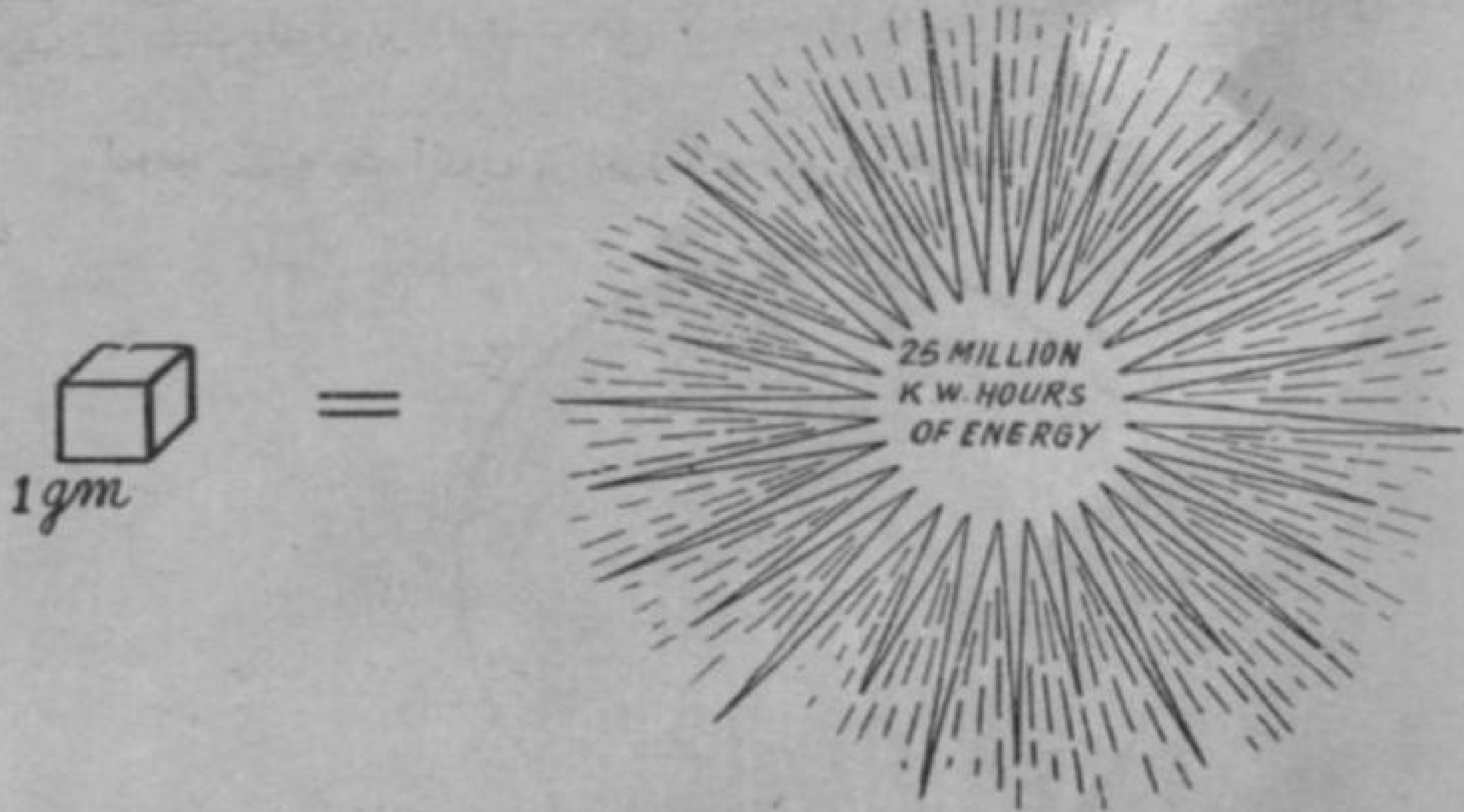


$$ {}_1H^1 + {}_3Li^7 \longrightarrow {}_2He^4 + {}_2He^4 + \text{Energy} $$

ہائیڈروجن	لیتھیم	ہیلیم	ہیلیم	(توانائی)
1·0080	7·0160	4·0026	4·0026	

علامت کے نیچے لکھے ہوئے اعداد نیوکلیس کی کمیت ہیں جو کہ

ایٹمی کمیت کی اکائیوں میں ہیں ۔ دائیں طرف کل کمیت 8·0240 ایٹمی یونٹ ہے اور بائیں طرف 8·0052 ہے جس کا مطلب یہ ہے کہ اس نیوکلیائی تعامل میں 0·0188 ایٹمی یونٹوں کے برابر کمیت کم ہو گئی ہے ۔ یہ ''کمیت۔توانائی'' کی مساوات کے مطابق توانائی میں تبدیل ہو گئی ۔



شکل 12-5 : آئن سٹائن کی مساوات $E = mc^2$ سے یہ حساب لگایا گیا ہے کہ جب ایک گرام مادہ توانائی میں تبدیل ہوتا ہے تو 250 لاکھ کلوواٹ (KILOWATT HOUR) توانائی پیدا ہوتی ہے

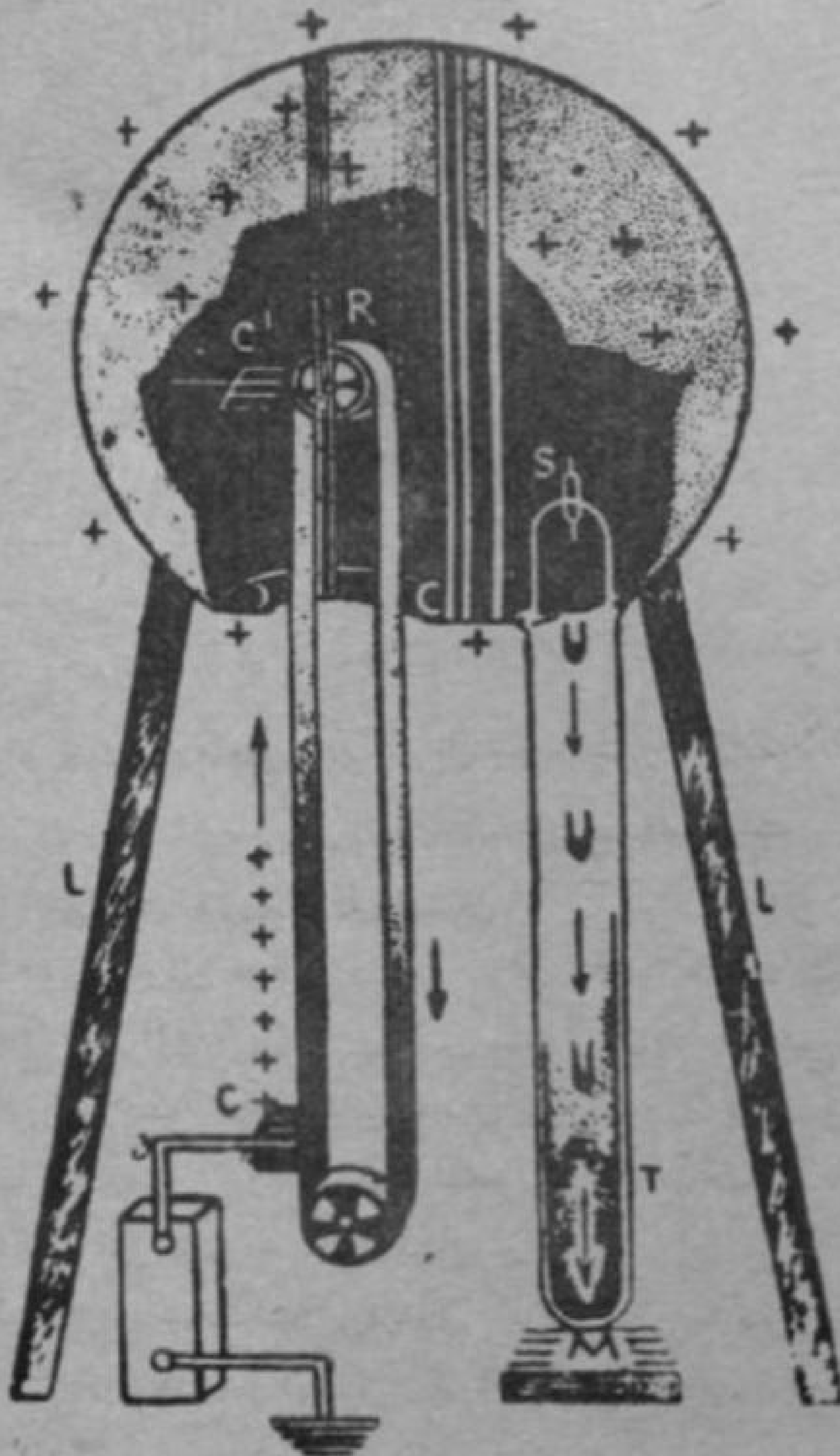
12·11 ایٹم کو توڑنے والی مشین

ایٹم توڑنے والی ایک مشین وان ڈی گراف جنریٹر (Van de Graaff Generator) ہے ۔ مشین کافی وولٹیج پیدا کرتی ہے ، جس سے ذرات ایک خلائی ٹیوب میں سے گزرتے وقت رفتار حاصل کرتے ہیں اور ان تیز رفتار ذرات سے ایٹموں کے نیوکلیس توڑے جاتے ہیں ۔ اس کی ساخت اور عمل حسب ذیل ہے :

ایک بڑا کھوکھلا دھاتی کرہ غیر موصل سٹینڈ LL پر رکھا ہوتا ہے ۔ اس دھاتی کرے کے اندر ایک غیر موصل بیلٹ موٹر کے

ذریعے گھومتی ہے۔ برق پوٹینشل کا مبداء G ایک دھاتی برش G کے ذریعے بیلٹ کو مثبت باردار کرتا ہے۔ بیلٹ کا برق پوٹینشل کرے سے لگے ہوئے 'C کے ذریعے کرے میں منتقل ہو جاتا ہے۔ جوں جوں بیلٹ گھومتی ہے۔ کرے پر مثبت برق بار زیادہ سے زیادہ ہوتا جاتا ہے۔ کرے کے اندر ایک لمبی ٹیوب T جڑی ہوتی ہے جس میں مثبت آئنوں کا مبداء S ہوتا ہے۔ کرے پر مثبت برق بار کے باعث ٹیوب کے مثبت آئنوں پر زبردست دفع کی قوت (Force of Repulsion)

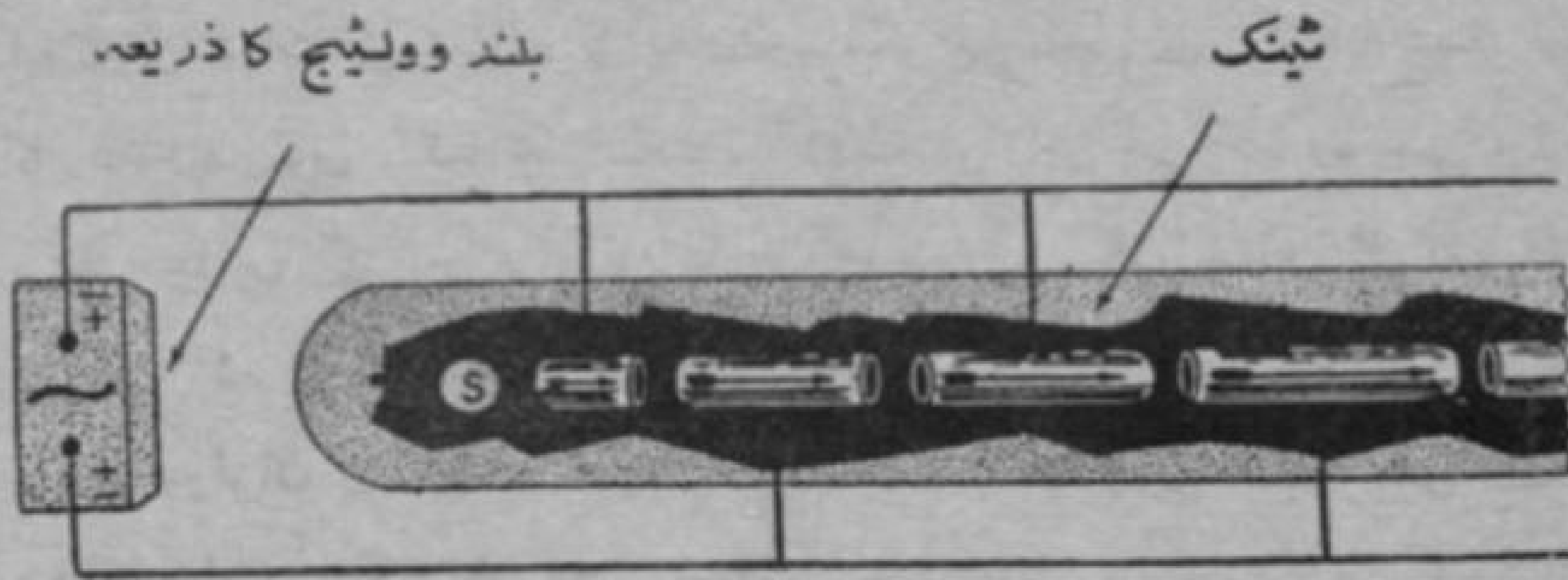
ٹیوب کے مثبت آئنوں پر زبردست دفع کی قوت



شکل 6-12 وان ڈی گراف جینریٹر

عمل کرتی ہے۔ اس دفع کی قوت سے مثبت آئن زبردست اسراع سے نیچے کی طرف حرکت کرتے ہیں اور کسی دھاتی ٹکڑے M کے ایٹموں سے ٹکرا کر ان کے نیوکلیس کو توڑ دیتے ہیں۔

ایٹم کو توڑنے والی ایک اور مشین لینیئر ایکسلریٹر (Linear Accelerator) ہے جو وان ڈی گراف جنریٹر سے بھی طاقتور ہے۔ اس میں یکے بعد دیگرے بہت سے وولٹیج کے سلسلے ذرات کو ایک ٹیوب میں بہت زیادہ تیز رفتار کر دیتے ہیں۔ یہ ایکسلریٹر کئی ہزار فٹ لمبے ہوتے ہیں۔



شکل 12-7: لینیر ایکسلریٹر ، ایٹم کو توڑنے والا لینیر ایکسلریٹر تیز رفتار نیوکلیائی گولیاں پیدا کرتا ہے جو دُو سرے نیو کلیسوں کو توڑنے کے لیے استعمال کی جاتی ہیں۔

12.12 نیوکلیائی بمباری (NUCLEAR BOMBARDMENT)

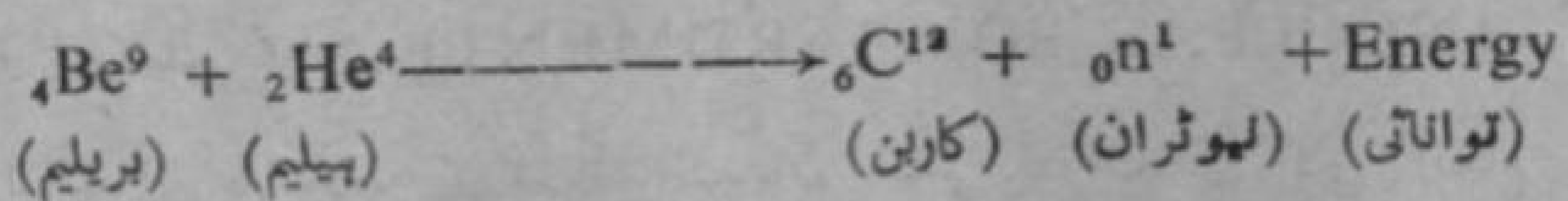
نیوکلیائی تعاملات کے لیے سائنسدان ایٹمی ذرات کی کئی اقسام استعمال کرتے ہیں۔ عام طور پر ہلکے ایٹموں کے نیوکلیس (جیسے عام ہائیڈروجن ، ڈیوٹریم اور ہیلیم کے نیوکلیس) استعمال کیے جاتے ہیں۔ اگرچہ بھاری نیوکلیس بھی استعمال کیے جا سکتے ہیں۔

نیوکلیائی بمباری سے کئی نئے ذرات معلوم کئے گئے ہیں۔ جن میں سے بعض پروٹان سے بھی ہلکے ہیں۔ ان کا بیان آپ اگلی جماعتوں میں

پڑھیں گے - ایٹموں کے نیوکلیس کو توڑنے اور نیوکلیائی تبدیلیاں لانے کے لیے جو ذرات عام طور پر تیز رفتار گولیوں (Bullets) کے طور پر استعمال کیے جاتے ہیں ، ان میں سے چند ایک کا بیان درج ذیل ہے :

نیوٹران گولی (Neutron Bullets)

نیوٹران ، ایٹمی نیوکلیس میں مضبوطی سے یکجا ہوتے ہیں اور صرف اسی صورت میں آزاد کرائے جا سکتے ہیں کہ ایٹمی نیوکلیس پر نیوکلیائی ذرات کی بمباری کی جائے - مگر نیوکلیس سے آزاد شدہ نیوٹران کا ذخیرہ نہیں کیا جا سکتا - ایک تو اس لیے کہ وہ جس برتن میں رکھے جائیں گے اس برتن کی دیواروں میں سے گزر جائیں گے اور دوسرے اس لیے کہ نیوٹران جب نیوکلیس سے باہر ہوں تو غیر قیام پذیر ہوتے ہیں - نیوٹران کی اوسط عمر تقریباً 15 منٹ ہوتی ہے جس کے بعد یہ پروٹان اور الیکٹران میں تبدیل ہو جاتا ہے ، اس لیے نیوٹران اسی وقت اور اسی جگہ پیدا کیے جاتے ہیں جہاں انھیں استعمال کرنا ہوتا ہے ، نیوٹران سے ہونے والے نیوکلیائی تعاملات میں سے ایک تعامل ، جس سے نیوٹران پیدا ہوتے ہیں درج ذیل ہے :

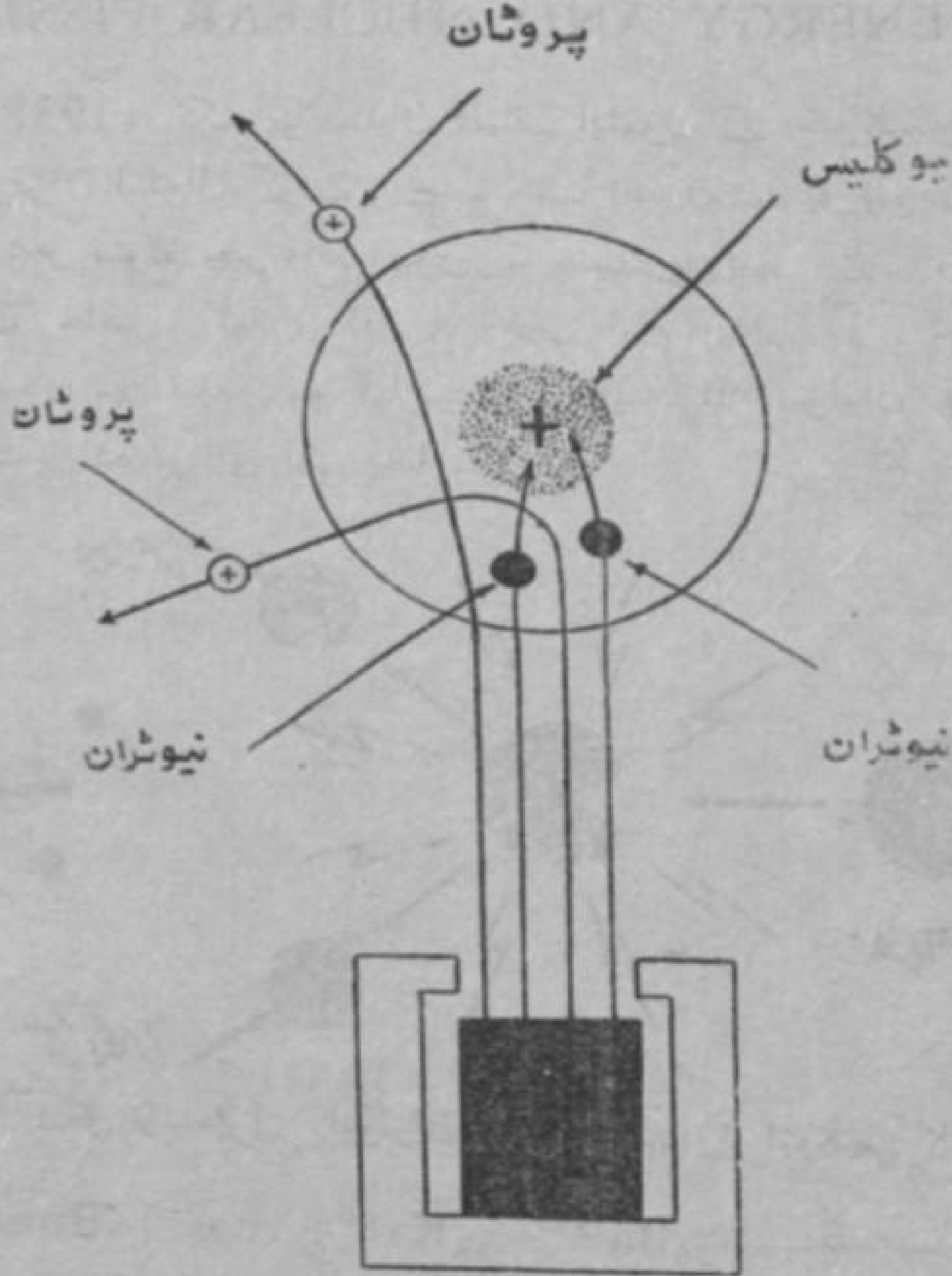


$$_{4}Be^{9} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1} + \text{Energy}$$

(بریلیم) (ہیلیم) (کاربن) (نیوٹران) (توانائی)

نیوٹران ، ایٹم کو توڑنے کے لیے ایک بہت اچھی گولی ہے - اس پر چونکہ کوئی برق بار نہیں ہوتا اس لیے یہ نیوکلیس میں موجود مثبت بار سے دفع نہیں ہوتا بلکہ جب نیوٹران ، نیوکلیس کے نزدیک ہو تو ان دونوں میں کشش ہوتی ہے اگلے صفحہ پر دیکھیے شکل 8—12

پروٹان جیسے مثبت بار دار ذرات صرف اسی صورت میں نیوکلیس پر چوٹ کر سکتے ہیں جب کہ ان کی رفتار خاصی تیز ہو ۔ اس کے برعکس ، سست رفتار نیوٹران نیوکلیس تک آسانی سے رسائی حاصل کر لیتے ہیں اور نیوکلیس میں جذب ہو جاتے ہیں یا اسے توڑ دیتے ہیں ۔



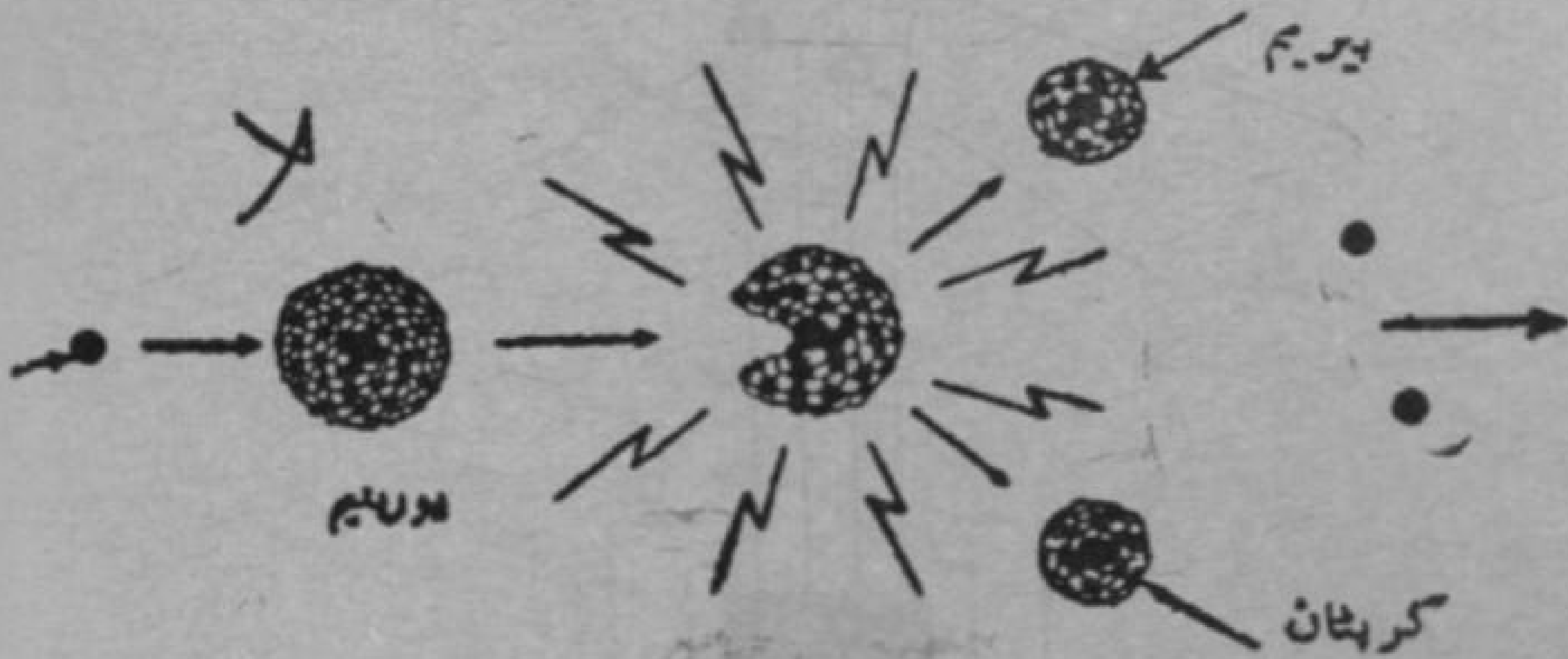
شکل 8-12 نیوٹران بڑی اثر انداز ایٹمی گولیاں ہیں اور یہ مثبت نیوکلیس سے دور نہیں بھاگتیں ۔

جب کسی عنصر کے نیوکلس میں نیوٹران جذب ہوتا ہے ، تو ایٹم غیر قیام پذیر ہو جاتا ہے یا تابکار بن جاتا ہے ۔ اس عنصر کے ایسے ایٹم کو ریڈیو آئسوٹوپ (Radio-isotope) کہتے ہیں ۔

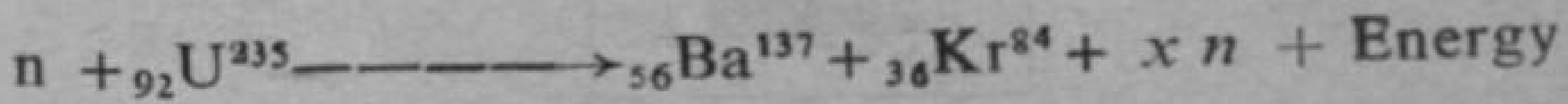
نیوٹران صرف ایٹمی ری ایکٹر میں پیدا ہوتے ہیں جس کے بارے میں ہم آگے پڑھیں گے ۔

12.13 ایٹمی توانائی اور نیوکلیائی فشن
(ATOMIC ENERGY AND NUCLEAR FISSION)

1938ء تک سائنسدان مختلف ایٹموں کے نیوکلیسوں پر بمباری کے لیے نیوٹران استعمال کرتے رہے ۔ جب انہوں نے یورینیم کی بمباری کی تو ایک غیر متوقع چیز واقع ہوئی ۔ جب یورینیم کے نیوکلیس نے ایک نیوٹران حاصل کیا ، تو یہ غیر قیام پذیر ہو کر ، دو چھوٹے نیوکلیسوں میں تبدیل ہو گیا ۔ اور کچھ آزاد نیوٹران بھی دیے۔ ساتھ ہی بہت زیادہ توانائی بھی پیدا ہوئی ۔



شکل 9—12 : نیوٹران سے یورینیم کے نیوکلیس کا فشن ۔



$$n + {}_{92}U^{235} \longrightarrow {}_{56}Ba^{137} + {}_{36}Kr^{84} + x\,n + \text{Energy}$$

اس وقت تک تابکار عناصر کی شعاع ریزی کی وجہ سے نیوکلیسوں میں معمولی تبدیلیاں ہی معلوم تھیں اور ان تبدیلیوں سے معمولی مقدار میں توانائی حاصل ہوئی تھی ۔ لیکن متذ کرہ بالا تجربے میں یورینیم کا نیوکلیس فی الحقیت دو بڑے ٹکڑوں اور کافی تیز رفتار نیوٹران میں منقسم ہو گیا اور توانائی کی کافی مقدار پیدا ہوئی ۔ یہ عمل یورینیم کا نیوکلیائی فشن (Nuclear fission) کہلاتا ہے ۔

کسی بھاری نیوکلیس کا ، دو یا دو سے زیادہ ہلکے نیوکلیسوں میں منقسم ہونا ، نیوکلیائی فشن کہلاتا ہے - یورینیم اٹیم کے فشن کے بعد حاصل شدہ چھوٹے جز کی کل کمیت ، یورینیم کے نیوکلیس کی کل کمیت سے کم ہوتی ہے - اس طرح سے جو مادہ غائب ہوتا ہے وہ توانائی کی صورت میں ظاہر ہوتا ہے - پیدا شدہ توانائی آئن سٹائن کی ''کمیت۔۔توانائی'' مساوات کے مطابق ہوتی ہے - فشن کی دریافت سے سائنسی دنیا میں زبردست جوش کی لہر دوڑی - اس کی دو وجود تھیں - اولاً تو کافی مقدار میں توانائی کا اخراج ، کیونکہ یورینیم کے ایک نیوکلیس کے فشن سے تقریباً **Mev 200** توانائی پیدا ہوتی ہے - $(Mev = 16 \times 10^{-6}$ ergs) - دوم یہ کہ اس عمل سے زنجیری تعامل (Chain reaction) واقع ہوتے ہیں - یعنی جو نیوٹران یورینیم کے نیوکلیس کے فشن سے حاصل ہوتے ہیں ، وہ یورینیم کے دوسرے نیوکلیسوں کا فشن شروع کر دیتے ہیں - اس طرح سے دائرہ عمل پھیلتا جاتا ہے اور توانائی کی بڑی مقدار حاصل ہو سکتی ہے -

12.14 یورینیم۔۔235 کی علیحدگی (SEPARATION OF U-235)

صرف U^{235} کا فشن ہو سکتا ہے - عام یورینیم میں 140 حصہ U^{238} اور صرف ایک حصہ U^{235} کا ہوتا ہے -

یورینیم کے آئسوٹوپ کیمیائی طریقوں سے علیحدہ نہیں کیے جا سکتے - ان کو علیحدہ کرنے کے لیے پہلے یورینیم کا ایک گیسی مرکب UF_6 بنایا جاتا ہے اور پھر یہ گیس مسامدار نفوذی ٹیوبوں (Diffusion Tubes) میں سے بار بار گزاری جاتی ہے - مرکب کا وہ حصہ جس میں U^{235} جیسی ہلکی قسم ہوتی ہے ، مساموں میں سے U^{238} کے آئسوٹوپ کی نسبت جلدی گزر جاتا ہے - اس طرح U^{238} سے U^{235} علیحدہ ہو جاتا ہے -

12.15 کریٹیکل کمیت (CRITICAL MASS)

U^{235} اسی صورت میں زنجیری تعامل پیدا کرے گا جب اس کی مناسب مقدار ایک ہی ٹکڑے کی صورت میں استعمال کی جائے - اگر

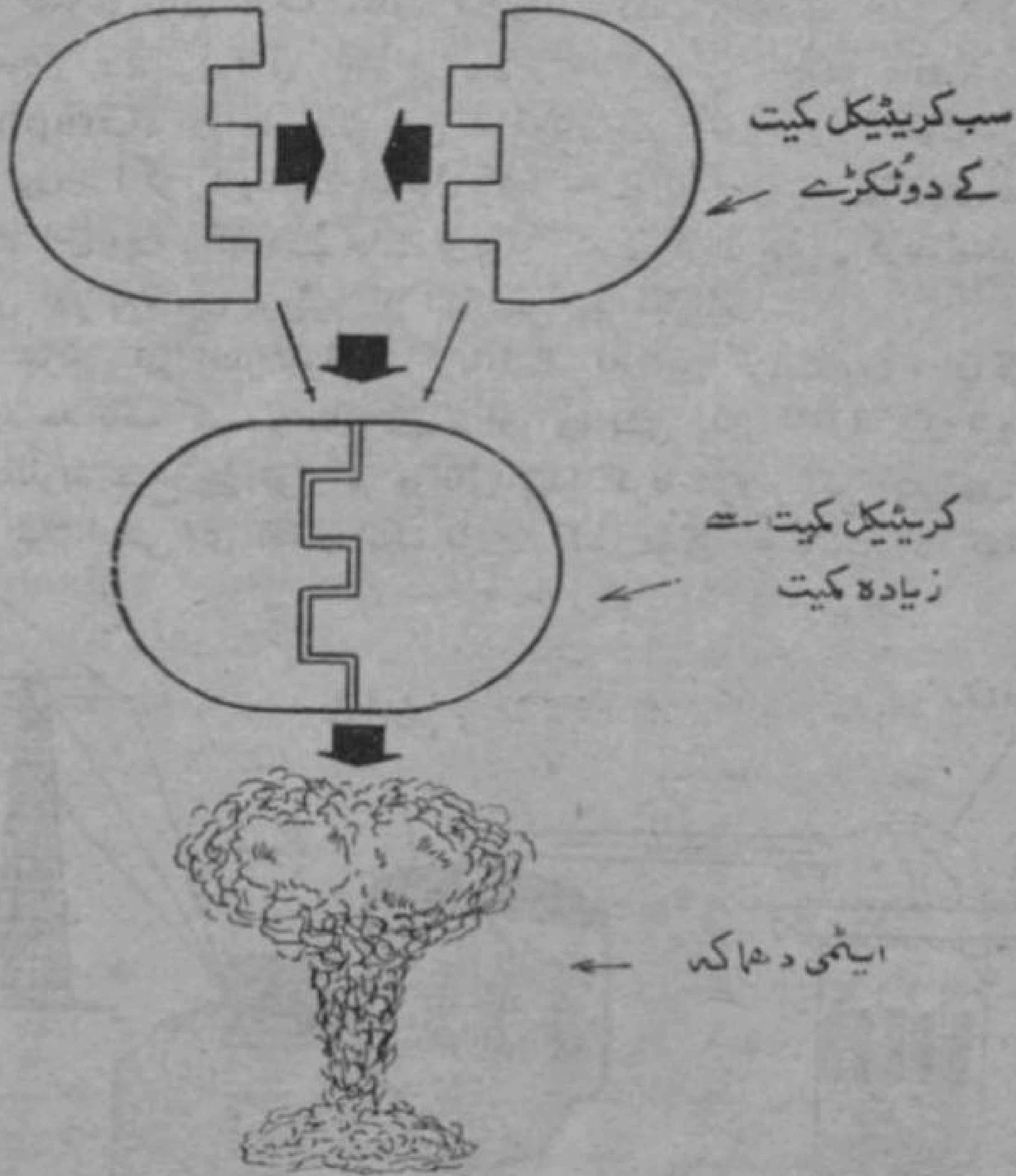
یورینیم کی مقدار یا کمیت کم ہو تو بہت سے نیوٹران جو کہ فشن کا باعث بن سکتے ہیں وہ دوسرے نیوکلیسوں کو بغیر چھوئے ہی نکل جائیں گے ۔ تاہم اگر یورینیم کی مقدار کافی ہو تو پیدا شدہ نیوٹرانوں میں سے بیشتر نیوٹران دوسرے ایٹمی نیوکلیسوں سے ٹکرا کر انھیں توڑ دیں گے اور ایٹمی دھماکے کی صورت میں توانائی کی عظیم مقدار پیدا ہوگی ۔ ایک ایٹمی دھماکے کے لیے U^{235} کی کم از کم درکار مقدار ، یورینیم کی کریٹیکل کمیت کہلاتی ہے ۔ ذخیرہ کرنے کے دوران فشن پذیر مادے کو (جو کہ ایک ایٹم بم میں استعمال ہوتا ہے) چھوٹے چھوٹے حصوں میں علیحدہ رکھا جاتا ہے ان ٹکڑوں کی کمت کریٹیکل کمیت سے کم ہوتی ہے ۔ کریٹیکل کمیت سے کم کمیت کو سب کریٹیکل کمیت (Sub-critical Mass) کہتے ہیں ۔ جب سب کریٹیکل کمیت کے دو ٹکڑوں کو جن کی مجموعی کمیت کریٹیکل کمیت سے زیادہ ہو ، یکایک ملا دیا جائے تو نیوکلیائی فشن کے زنجیری تعامل سے زبردست دھماکہ ہوتا ہے اور حرارتی توانائی کی عظیم مقدار خارج ہوتی ہے (جیسا کہ اگلے صفحہ پر شکل 10—12 میں دکھایا گیا ہے ۔) ایٹم بم اسی اصول پر بنایا گیا ہے ۔

16 جولائی 1945ء کو پہلا ایٹمی دھماکہ کیا گیا سائنسدانوں کی پشین گوئیاں صحیح ثابت ہوئیں ۔ اس دھماکے سے کروڑوں درجہ سینٹی گریڈ تپش پیدا ہوئی ۔ اور جو روشنی نکلی وہ سورج کی روشنی سے بھی زیادہ تیز اور چندھیا دینے والی تھی ۔ ابتدا میں بننے والے ایٹم بم دھماکے دار مرکب ٹی این ٹی (TNT) کے بیس ہزار ٹن سے بھی زیادہ طاقت ور تھے ۔ اس وقت سے اب تک کئی چھوٹے اور بڑے ایٹم بم بنائے جا چکے ہیں ۔

12 16 ایٹمی ری ایکٹر (NUCLEAR REACTOR)

ایٹمی توانائی کا پر امن استعمال اسی صورت ہو سکتا ہے جب کہ زنجیری تعامل کو آہستہ شرح سے ہونے دیا جائے تاکہ توانائی کا اخراج دھماکے کی صورت میں بے قابو ہونے کی بجائے اچھی طرح کنٹرول میں رہے ۔ اس مقصد کے لیے ایٹمی ری ایکٹر استعمال کیے جاتے ہیں ۔ قدرتی

طور پر پائے جانے والا یورینیم میں صرف کم رفتار نیوٹران ہی ایک زنجیری تعامل پیدا کر سکتے ہیں۔ U^{235} کے فشن سے حاصل شدہ



شکل 12-10: سب کریٹیکل کمیتوں کو مِلا کر کریٹیکل کمیت

سے ایٹمی دھماکہ پیدا ہوتا ہے

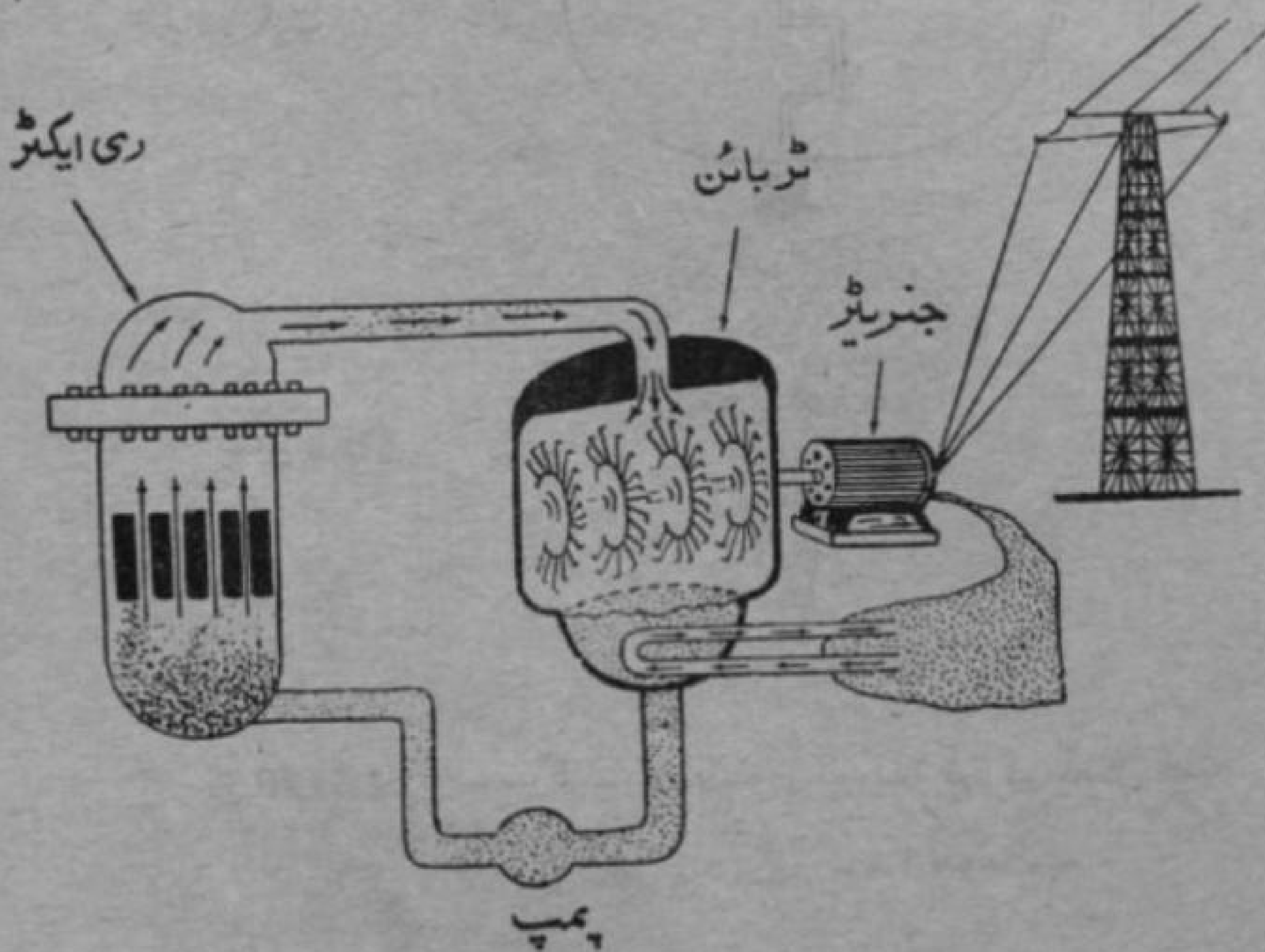
تیز رفتار نیوٹران کو پہلے کم رفتار بنایا جاتا ہے ورنہ ان میں سے بیشتر نیوٹران غیر فشن پذیر U^{238} میں جذب ہو جائیں گے اور اس طرح سے بہت کم نیوٹران U^{235} کے فشن کے لیے بچ رہیں گے۔ نیوٹران کی

رفتار کو کم کرنے کے لیے جو مادہ استعمال کیا جاتا ہے اسے ماڈریٹر (Moderator) کہتے ہیں۔

بھاری پانی ایک مثالی ماڈریٹر ہے۔ بھاری پانی ڈیوٹریم اور آکسیجن کے کیمیائی امتزاج سے بنتا ہے۔ علاوہ ازیں گریفائیٹ (Graphite) اور عام پانی بھی ماڈریٹر کے طور پر استعمال کیے جا سکتے ہیں۔ اگر گریفائیٹ استعمال کیا جائے تو یورینیم کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑے اس میں رکھ دیے جاتے ہیں تا کہ نیوٹران پہلے گریفائیٹ میں سے گزریں اور بعد میں یورینیم کے نیوکلیس سے ٹکرائیں۔

جونہی تیز رفتار نیوٹران گریفائیٹ میں سے گزرتے ہیں، ان کی رفتار مطلوبہ حد تک کم ہو جاتی ہے۔ اور وہ فشن پذیر U^{235} کے نیوکلیسوں کو مطلوبہ شرح سے توڑ کر توانائی پیدا کرنا شروع کر دیتے ہیں۔

پہلا ایٹمی ری ایکٹر ایک بڑے کمرے کی جسامت کا تھا جسے



شکل 11-12 : ایٹمی ری ایکٹر

گریفائیٹ کے ٹکڑوں اور یورینیم کے ساتھ ترتیب دے کر بنایا گیا تھا۔

اس اعتبار سے یہ گریفائیٹ اور یورینیم کے ٹکڑوں کا ڈھیر (Pile) سا تھا۔ اسی لیے عرف عام میں ری ایکٹر کو ایٹمی پائل (Atomic pile) بھی کہتے ہیں۔ کیڈمیم اور بورون سٹیل (Boron Steel) بھی نیوٹرانوں کو جذب کر لیتے ہیں۔ اسی بنا پر ان کی سلاخیں تعامل کو کنٹرول کرنے کے لیے استعمال کی جاتی ہیں۔ جب تمام کنٹرولی سلاخیں ری ایکٹر میں داخل کی جاتی ہیں تو بیشتر نیوٹران جو کہ U^{235} کے فشن سے پیدا ہوتے ہیں، ان سلاخوں میں جذب ہو کر رہ جاتے ہیں اور زنجیری تعامل (Chain Reaction) بند ہو جاتا ہے۔ اس طرح ان سلاخوں کی مدد سے، جن کو اندر یا باہر سرکایا جا سکتا ہے، ری ایکٹر میں نیوکلیائی تعامل کی رفتار کو کم و بیش کیا جا سکتا ہے۔

ایٹمی ری ایکٹروں کی بہت سی دوسری اقسام معرض وجود میں آ گئی ہیں۔ بعض ری ایکٹروں میں عام پانی ماڈریٹر کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس صورت میں فشن پذیر مادے (Fissionable Material) کو ایک بہت بڑے پانی کے حوض میں ڈبو دیا جاتا ہے۔ اس طرح یہ نہ صرف ایک ماڈریٹر کے طور پر عمل کرتا ہے بلکہ تمام خطرناک شعاعوں سے بھی حفاظت کرتا ہے۔ اس قسم کا ایٹمی ری ایکٹر اسلام آباد میں نیلور کے مقام پر ہے۔

12.17 ایٹمی ری ایکٹروں کے استعمال

بنیادی طور پر ایٹمی ری ایکٹروں کے بہت سے فوائد ہیں۔ ایک تو ان میں پیدا شدہ حرارت کو قوت کے طور پر استعمال کیا جا سکتا ہے۔ مثلاً حرارت سے پانی کو بھاپ میں تبدیل کرکے سٹیم ٹربائن چلائے جاتے ہیں جو بجلی کے جنریٹروں کو چلا کر برقی قوت پیدا کرتے ہیں۔ دوسرے، شعاعوں سے آئسوٹوپ پیدا کیے جا سکتے ہیں اور تیسرے ایسے ری ایکٹر، نیوٹران (جو کہ نیوکلیائی تحقیق میں استعمال ہوتے ہیں) حاصل کرنے کا ایک اچھا ذریعہ ہیں۔ بہت سی اقسام کے پاور ری ایکٹر بن چکے ہیں۔

طاقت کے بل پر چلنے والے بحری جہازوں اور ہوائی جہازوں میں بھی ایٹمی ری ایکٹر استعمال ہو سکتے ہیں۔ اب تو نیوکلیائی توانائی سے

چلنے والی آبدوزیں بھی بنائی جا چکی ہیں۔ جب ایک عام آبدوز غوطہ لگاتی ہے تو اس کے ڈیزل انجن نہیں چل سکتے کیونکہ ان میں احتراق کے لیے آکسیجن کی ضرورت ہوتی ہے۔ اسی بنا پر بجلی سے چلنے والی موٹریں آبدوزوں کو چلانے کے لیے استعمال کی جاتی ہیں۔ یہ بجلی بیٹریوں سے حاصل کی جاتی ہے۔ اور اگر بیٹریاں ختم ہو جائیں تو آبدوز کو پھر سطح آب پر آنا پڑتا ہے تاکہ ڈیزل انجن کی مدد سے بیٹریوں کو چارج کیا جا سکے۔ چونکہ ایٹمی ری ایکٹروں میں آکسیجن وغیرہ کی ضرورت پیش نہیں آتی ، اس لیے ایک ایٹمی آبدوز بہت لمبے اور طویل عرصے کے لیے زیر آب رہ سکتی ہے بحر منجمند جنوبی (Arctic Ocean) میں زیر برف ایٹمی آبدوزوں نے کافی تحقیقات کی ہیں۔

12.18 ایٹمی ری ایکٹر خطرناک شعائیں پیدا کرتے ہیں (NUCLEAR REACTORS PRODUCE DANGEROUS RADIATIONS)

ایٹمی توانائی کا انسان بردار راکٹوں اور جہازوں میں عملی استعمال زمانہ مستقبل میں ابھی غیر یقینی ہے کیونکہ ری ایکٹروں سے بہت سی خطرناک شعاعیں α ، β اور γ شعاعیں اور نیوٹران وغیرہ) نکلتی ہیں جن کے سد باب کے لیے بہت موٹی دیواروں (Thick heavy Shielding) کی ضرورت ہے۔

ایٹمی ری ایکٹروں کو کنکریٹ سے محیط کرنا چاہیے یا زیر زمین تہ خانوں میں بنانا چاہیے۔

12.19 تابکار آلودگی (RADIOACTIVE CONTAMINATION

جیسے جیسے مزید ری ایکٹر تعمیر ہو رہے ہیں اور ایٹمی توانائی زیادہ سے زیادہ استعمال کی جا رہی ہے ، ایک سنگین مسئلہ قابل توجہ بن گیا ہے۔ ری ایکٹروں میں استعمال کیے جانے والا قابل فشن مادہ (یورینیم ، پلوٹونیم ، یا تھوریم) بھی گاہے بگاہے بدلنا پڑتا ہے اور ساتھ

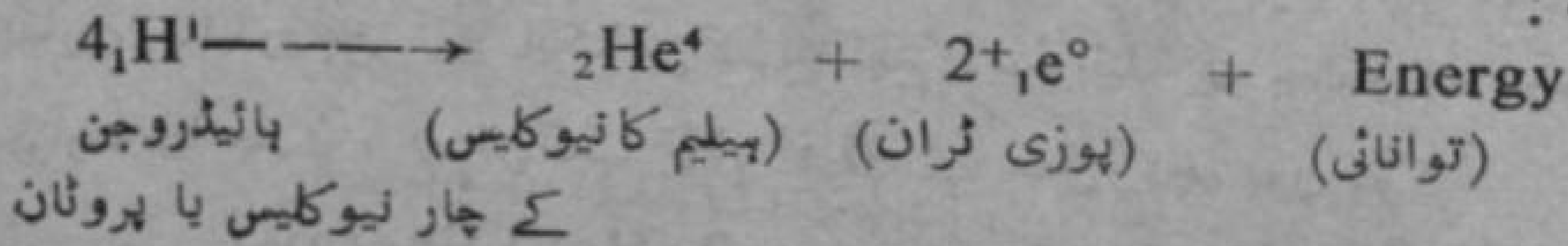
ہی استعمال شدہ مادہ بھی ضائع کرنا پڑتا ہے ۔ استعمال شدہ تابکار مادے کو ضائع کرنا ابھی تک لا ینحل مسئلہ ہے ۔ اس قسم کے مادے کا زیادہ حصہ اب تک غاروں اور متروک کانوں ہی میں دفن کیا جاتا ہے ۔ بعض حصے سمندر میں بھی غرق کر دیے جاتے ہیں ۔ چونکہ تابکاری کے سبب کرہ ارض اور سمندر میں موجود پودے اور جانور اپنے اجسام میں تابکار مادہ اکٹھا کر لیتے ہیں ، اس لیے ہمیں اپنی خوراک کے ذخیروں کو ان اثرات سے بچانے کے لیے تدابیر اختیار کرنی چاہییں ۔

ایٹمی دھماکے بھی خطرناک قسم کی ایٹمی شعاعیں پیدا کرتے ہیں اور تابکار مادوں کی ایک بڑی مقدار کرۂ ہوائی میں چھوڑ دیتے ہیں ، جن سے خوراک اور پانی کے ذخائر کو نقصان پہنچتا ہے ۔ اس سے بچنے کے لیے ایسے تجربات زیر زمین کرنے چاہییں ۔ آئندہ سالوں کی بہتری کے لیے ہمیں کرۂ ارض کو ایٹمی تابکاری کے اثر سے بچانا ہوگا ۔

12.20 نیوکلیائی فیوژن سے ایٹمی توانائی
(ATOMIC ENERGY FROM NUCLEAR FUSION)

سائنسدانوں نے ایٹمی توانائی حاصل کرنے کا ایک اور طریقہ بھی دریافت کر لیا ہے ۔ بجائے اس کے کہ بڑے نیوکلیسوں کو توڑا جائے (جسے ہم فشن کہتے ہیں) اور ایٹمی توانائی حاصل کی جائے ، یہ بھی ممکن ہے کہ ہلکے نیوکلیسوں کو جوڑ کر ، بھاری نیوکلیس بنائے جائیں ۔ اس عمل کو نیوکلیائی فیوژن کہتے ہیں ، اس کی ایک مثال ، ہائیڈروجن کے چار نیوکلیسوں کے سامنے سے ایک ہیلیم کے نیوکلیس کا معرض وجود میں آنا ہے ۔ اربوں برسوں سے سورج کی توانائی اسی عمل کی مرہون منت ہے ۔

ہیلیم کے نیوکلیس کا وزن ، ہائیڈروجن کے نیوکلیسوں کے کل وزن کے مجموعے سے کم ہے ۔ وزن کا یہ فرق ، توانائی میں تبدیل ہو جاتا ہے :



$$4\,{}_1H^1 \longrightarrow {}_2He^4 + 2\,{}^{+}_{1}e^{0} + \text{Energy}$$

ہائیڈروجن کے چار نیوکلیس یا پروٹان   (ہیلیم کا نیوکلیس)   (پوزی ٹران)   (توانائی)

ہائیڈروجن کے چار نیوکلیسوں کی ابتدائی کمیت $4.0320 = 4 \times 1.0080$ کمیتی اکائی ہوگی۔ ایک ہیلیم نیوکلیس اور دو پوزی ٹرانوں کی مجموعی کمیت $4.0037 = 4.0026 + 0.0011$ کمیتی اکائیاں ہوں گی۔ جیسا کہ آپ دیکھتے ہیں کمیت کی کمی $0.0383 = (4.0320 - 4.0037)$ کمیتی اکائیاں ہیں۔

یہ فرق، جو متحدہ نیوکلیس اور اس کے اجزائے ترکیبی کی کمیت میں ہوتا ہے، نقص کمیت (Mass Defect) کہلاتا ہے۔ چونکہ ایک کمیت اکائی 931 Mev توانائی کے برابر ہوتی ہے، اس لیے ہیلیم کے ایک نیوکلیس سے پیدا شدہ توانائی:

$$0.0283 \times 931 \text{ Mev} = 26.3 \text{ Mev}$$

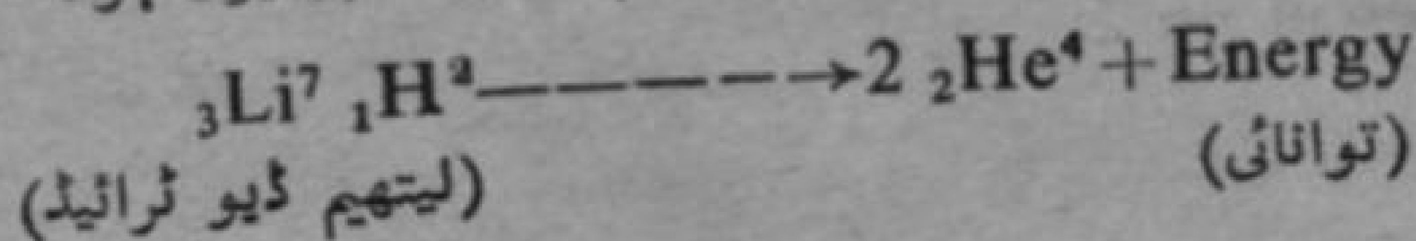
کمیتی اکائی

یعنی 26·3 Mev کے برابر ہوگی۔ یہ توانائی، یورینیم کی اتنی ہی کمیت سے پیدا شدہ توانائی سے تقریباً 10 گنا ہے۔

ہائیڈروجن کے نیوکلیس کو ملا کر ہیلیم کا نیوکلیس بنانے کے لیے لاکھوں درجے سینٹی گریڈ حرارت درکار ہوتی ہے۔ اس بنا پر ایسے عملوں کا حرارتی نیوکلیائی تعاملات (Thermonuclear Reactions) کہتے ہیں۔ زیادہ کثافت اور زیادہ درجۂ حرارت پر ایسے عمل ایٹمی دھماکے سے مشابہ ہوتے ہیں۔ ہائیڈورجن بم کی بنیاد فیوژن کا ایسا ہی عمل ہوتا ہے۔

12.21 ہائیڈروجن بم

ہائیڈروجن بم کا دھماکہ کرنے کا ایک اور طریقہ یہ کہ لیتھیم اور بھاری ہائیڈروجن کے ایک مرکب لیتھیم ڈیوٹرائیڈ کو بہت زیادہ درجۂ حرارت دیا جائے۔ یہ مرکب $_3Li^7\,_1H^2$ ہے عمل کچھ یوں ہوگا۔



$$_3Li^7\,_1H^2 \longrightarrow 2\,_2He^4 + \text{Energy}$$

حرارتی نیوکلیائی تعاملات کو کنٹرول کر کے بنی نوع انسان توانائی کا ایک لا متناہی ذخیرہ حاصل کر سکتا ہے۔ اس مقصد کے لیے دنیا کے سمندر بھاری ہائیڈروجن مہیا کر سکتے ہیں۔

ایٹمی بم سے بالکل برعکس، جس کا سائز یا جسامت کریٹیکل کمیت پر منحصر ہے، ہائیڈروجن بم حسب منشا جتنا بڑا بھی چاہیں بنا سکتے ہیں۔ اوائل میں جو ہائیڈروجن بم بنائے گئے اُن کی قوت ٹی این ٹی (T.N.T.) کے لاکھوں ٹن کے ہم پلہ تھی۔ دھماکے کے علاوہ، ہائیڈروجن



شکل 12-12 : 3 ایف قسم کا ایک ہائیڈروجن بم جس کی ممکن ساخت یوں ہوسکتی ہے

بم سینکڑوں مربع میل رقبے پر خطرناک تابکاری بھی پیدا کرتے ہیں۔ ہائیڈروجن بم کی ساخت: وسط میں ایک عام فشن ایٹم بم ہوتا ہے جو یورینیم—235 یا پلوٹونیم پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس کا کام یہ ہوتا ہے کہ لیتھیم ہائیڈرائیڈ کے لیے درکار لاکھوں درجہ سینٹی گریڈ ٹمپریچر مہیا کر دے جس سے حرارتی نیوکلیائی تعامل شروع ہو سکے۔ اس کے باہر یورینیم کا خول بھی فشن کے سبب دھماکے کی قوت کو مزید بڑھا دیتا ہے۔ اس قسم کا ہائیڈروجن بم فشن فیوژن فشن (fission-fusion-fission) کی قسم۔ یعنی 3F قسم کا بم کہلاتا ہے۔

تمام بنی نوع انسان کی نظریں اس امید پر مرکوز ہیں کہ حیات انسانی اس مکمل تباہی سے بچ جائے۔ اور یہی بموں کی قوت کارآمد وسائل کی تلاش کے لیے خرچ کی جائے۔ اس سلسلے میں تحقیقات کافی حوصلہ افزا ہیں۔

12.22 نیوکلیائی عملوں کا مطالعہ کس طرح کیا جاتا ہے؟

نیوکلیائی عمل کے باعث نکلنے والے ذرات اور شعاعوں کو دیکھا نہیں جا سکتا۔ تاہم وہ جس مادے میں سے بھی گزریں گی اُن کے مالیکیولوں کے الیکٹرانوں کو ہلا دیں گی جس سے سائنسدان اُن کا کھوج لگا سکتے ہیں۔ نیوکلیائی ذرات اور شعاعوں کے طرز عمل کا مطالعہ درج ذیل تین اثرات کی بنا پر کیا جاتا ہے:

1۔ وہ مائعات اور گیسوں کے مالیکیولوں کو آئنوں (Ions) میں تبدیل کر دیتے ہیں۔

2۔ وہ کچھ اشیاء میں فلوریت پیدا کر دیتے ہیں۔

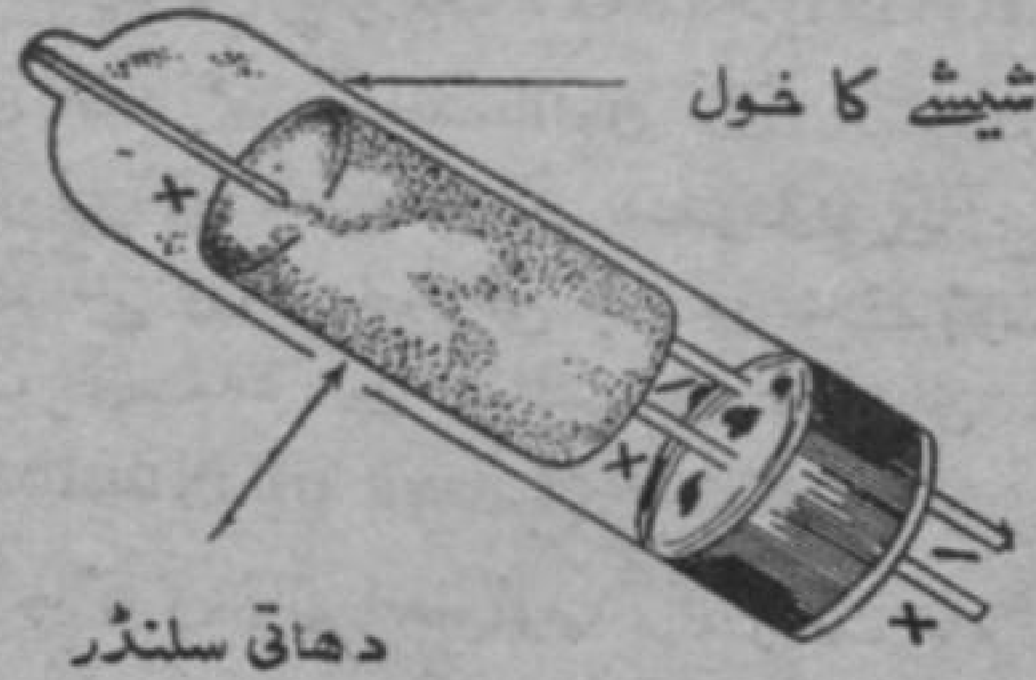
3۔ وہ فوٹوگراف کی پلیٹ پر اثر انداز ہوتے ہیں۔

نیوکلیائی شعاعوں اور ذرات کا سراغ لگانے کا ایک سادہ سا آلہ الیکٹرو سکوپ ہے۔ جب کسی تابکار چیز کو چارج الیکٹرو سکوپ کے پاس لایا جاتا ہے تو الیکٹرو سکوپ اپنا چارج کھو دیتا ہے۔ اس طریقے کی بنیاد مائعات اور گیسوں کے مالیکیولوں کے آئن بننے پر ہے۔

جب نیوکلیائی شعاعیں ہوا میں سے گزرتی ہیں تو وہ ہوا کے مالیکیولوں سے الیکٹران نکال باہر کرتی ہیں اور اس طرح سے ہوا بجلی کا موصل بن جاتی ہے۔ اس لیے ایک چارج شدہ الیکٹرو سکوپ اپنا بار کھو دیتا ہے۔ آئن ملی ہوا کو برق نما میں داخل کرنے سے برق نما جس شرح سے اپنا بار کھوتا ہے۔ وہ تابکار مادے کی شعاعوں کی قوت کے متناسب ہوتی ہے۔

12.23 گیگر کاؤنٹر (GEIGER COUNTER)

گیگر کاونٹر بھی تابکاری کا پتہ چلانے کا ایک آلہ ہے ، جو کہ گیسوں کے آئن بننے کے اصول پر بنایا گیا ہے۔ یہ ایک موٹا دھاتی سلنڈر ہوتا ہے جس کے درمیان میں سے ایک باریک دھاتی تار گزرتا ہے۔ جیسا کہ شکل (13—12) میں دکھایا گیا ہے۔ یہ باریک تار باہر کے



شکل 12-13: ایک گیگر ٹیوب کے بنیادی اجزا

دھاتی سلنڈر سے کوئی تعلق نہیں رکھتا۔ اس سلنڈر اور تار کے درمیان وولٹیج کا فرق رکھا جاتا ہے۔ یہ سلنڈر اور تار ایک شیشے کی ٹیوب میں بند ہوتے ہیں۔ ٹیوب میں گیس کم دباؤ پر بھری جاتی ہے۔ عام حالت میں سلنڈر اور اندرونی تار کے درمیان برق رو نہیں بہہ سکتی ، لیکن جب کسی تابکار شے کی شعاعیں ٹیوب کے اگلے حصے سے اندر داخل ہوتی ہیں تو ان شعاعوں کے اثر سے اندر ہوا میں آئن پیدا ہو جاتے

ہیں اور سلنڈر اور تار کے درمیان ہلکی سے برق رو بہنے لگتی ہے۔ اس طرح سے جو بہت تھوڑی برق رو گزرتی ہے ، اس کو بڑھا کر ایک خاص طور پر تیار کردہ کاؤنٹر کی مدد سے ریکارڈ کر لیتے ہیں۔ ایک بہت ہی چھوٹا گیگر کاؤنٹر جس کی جسامت ایک پنسل سے کسی صورت میں بھی زیادہ نہیں ، ٹرانزسٹر کی مدد سے بنایا گیا ہے۔ ایٹمی توانائی کی تحقیقات کرنے والے اس آلے کو اپنے پاس رکھتے ہیں۔ جب ایک چندھیا دینے والی روشنی اس میں نمودار ہوتی ہے ، تو مطلب ہوتا ہے کہ شعاعیں کارندے کے جسم میں کافی زیادہ داخل ہو گئی ہیں۔

12.24 ریڈیائی آئسوٹوپ (RADIO-ISOTOPES)

نیوٹران کی مدد سے سائنسدانوں نے اب تمام عناصر کے ریڈیائی آئسوٹوپ پیدا کر لیے ہیں۔ مزید برآں عنصر 93 سے لے کر 104 تک نئے عناصر بنائے گئے ہیں۔ مصنوعی طور پر بنائے ہوئے ریڈیائی آئسوٹوپ بہت اہم ہیں۔ ان کی مدد سے سائنسدان نیوکلیائی ساخت کے قوانین (Laws of Nuclear structure) کا مطالعہ کر رہے ہیں۔

ریڈیائی ہم جا یا ریڈیائی آئسوٹوپ براہ راست عام جسمانی علاج کے لیے بھی استعمال ہوتے ہیں۔ گلے غدود کے سرطان (Cancer) کے لیے تابکار آئیوڈین استعمال کی جاتی ہے۔ بعض اقسام کی ہڈیوں کے کینسر کے لیے تابکار فاسفورس استعمال کیا جاتا ہے۔ معالجاتی تاریخ میں ریڈیائی آئسوٹوپوں کے استعمال کی اور بھی بہت سی مثالیں ہیں۔

جب عام کوبالٹ (Co) کے ایٹم کے نیوکلیس میں ایک نیوٹران داخل ہوتا ہے تو یہ ایک ریڈیائی آئسوٹوپ بن جاتا ہے جو بہت زیادہ شعاع ریز ہو جاتا ہے۔ اسے کوبالٹ—60 یا Co^{60} کہتے ہیں۔ اس کی طاقتور γ شعاعیں نہ صرف بعض امراض کے علاج کے لیے استعمال کی جاتی ہیں بلکہ صنعت کے میدان میں ایکس ریز کے متبادل کے طور پر بھی استعمال ہوتی ہیں۔ ان سے دھاتی چادروں میں ٹوٹ پھوٹ کی پڑتال کی جاتی ہے۔

ریڈیائی آئسوٹوپ کے دیگر استعمال

ریڈیائی آئسوٹوپ بعض دوسرے مقاصد کے لیے بھی استعمال کیے گئے ہیں ۔ مثال کے طور پر ریڈیائی آئسوٹوپوں سے چلنے والی برق بیٹریاں معرض وجود میں آ گئی ہیں ۔ صنعت کے میدان میں جہاں ریڈیائی آئسوٹوپوں کی کثیر مقدار سے واسطہ پڑتا ہے ، وہاں کنٹرول کے لیے خاص قسم کے میکانی ہاتھ (Mechanical hands) استعمال ہوتے ہیں اور کام کرنے والے کی ڈیوٹی صرف میکانی پرزوں پر ہوتی ہے ۔ اس طرح وہ براہ راست تابکار مادے کی زد میں نہیں آتا ۔

سوالات

1 - (ا) تابکاری (Radio-activity) سے کیا مراد ہے ؟

(ب) تین ایسے عناصر کا نام لیں جو قدرتی طور پر تابکار ہوں ۔

(ج) تابکاری سے کون کون سی شعاعیں پیدا ہوتی ہیں ؟ ہر ایک کی ایک ایک اہم خاصیت بتائیں ۔

2 - (ا) یورینیم کی قدرتی تابکاری سے کیا پیدا ہوتا ہے ؟

(ب) کسی تابکار عنصر کی ہاف لائف سے کیا مراد ہے ؟

3 - (ا) ہم ہائڈروجن کو 1.008 ایٹمی کمیت سے کیوں منسوب کرتے ہیں ؟

(ب) کسی عنصر کے کمیتی نمبر سے کیا مراد ہے ؟

(ج) آکسیجن O^{16} کا نیوکلیس ، آکسیجن O^{17} کے نیوکلیس سے کس انداز میں مختلف ہے ؟

4 - (ا) ٹریٹیم کی نیوکلیائی ساخت کیا ہے ؟

(ب) کسی عنصر کے آئسوٹوپ کو علیحٗدہ کرنا کیوں مشکل ہے ؟

(ج) ایٹمی نیوکلیس کو توڑنے کے لیے پروٹان کے مقابلے میں نیوٹران کیوں اچھی اور مؤثر گولیاں ہیں ؟

5 - (ا) وضاحت کیجیے کہ ایک ایٹم کیوں برق طور پر تعدیلی ہوتا ہے ؟

(ب) کسی ایٹمی نیوکلیس کا برق بار کتنا ہوتا ہے ؟ واضح کیجیے کہ نیوکلیس کا یہ برق بار کس وجہ سے ہوتا ہے ؟

6 - (ا) زیادہ وولٹیج کے ذراتی اکسلریٹر میں نیوٹران کو اسراع کیوں نہیں دیا جا سکتا ؟

(ب) یورینیم 235% کو یورینیم 238% سے علیحدہ کرنا کیوں مشکل ہے ؟

(ج) یورینیم 235% کی کریٹیکل کمیت سے کیا مراد ہے ؟

(د) تین فشن پذیر مادوں کا نام لیجیے -

7 - (ا) ایٹمی ری ایکٹر میں ماڈریٹر کا کیا مقصد ہوتا ہے؟ کون سی تین اشیاء ماڈریٹر کے طور پر استعمال ہوتی ہیں ؟

(ب) ایٹمی ری ایکٹر میں کنٹرول کرنے والی سلاخوں کا کیا استعمال ہوتا ہے ؟

(ج) ایٹمی ری ایکٹروں کے غیر ضروری اور ناکارہ مادے کو ٹھکانے لگانا کیوں بڑا مسئلہ ہے ؟

8 - (ا) ریڈیائی آئسوٹوپ کس طرح تیار کیے جاتے ہیں ؟

(ب) ریڈیائی آئسوٹوپ کے فوائد بیان کیجیے -

9 - گیگر کاؤنٹر میں درمیانی تار اور بیرونی سلنڈر کے درمیان کیا چیز برقی رو گزارنے میں معاون ثابت ہوتی ہے ؟

10 - (ا) تابکار کا مبدأ کیا ہے؟

(ب) ریڈیم کی ہاف لائف کیا ہے ؟

11 - ایٹمی توانائی کے تین بڑے استعمال بتلائیے -

12 - ڈیوٹریم کا عام نام کیا ہے ؟ اس کے نیوکلیس کی ساخت کیا ہے ؟

13 - (ا) پاور ری ایکٹر سے کیا مراد ہے ؟

(ب) ایک ہوائی جہاز چلانے کے لیے ایٹمی ری ایکٹر استعمال کرنے کے فوائد اور نقصانات بتائیے -

14 - (ا) عناصر کی ایٹمی کمیت سے کیا مراد ہے ؟

(ب) مندرجہ ذیل مساوات میں سارے اعداد کا مطلب بیان کیجیے :

$_1H^1 + {}_3Li^7 \longrightarrow {}_2He^4 + {}_2He^4 +$ توانائی

(ج) کیمیائی عمل اور نیوکلیائی عمل سے حاصل ہونے والی توانائی کی مقدار کا موازنہ کیجیے -

(د) پہلے نیوکلیائی عمل کے لیے نیوکلیائی گولی کا ذریعہ کیا تھا ؟

15 - (ا) آئن سٹائن کی ''مادہ—توانائی مساوات'' کو واضح کیجیے -

(ب) حرارتی نیوکلیائی تعامل سے کیا مراد ہے ؟

(ج) نیوکلیائی تعامل سے حاصل شدہ توانائی کا ذریعہ کیا ہوتا ہے ؟

(د) واضح کیجیے کہ کس طرح یورینیم 235% کا فشن ایک زنجیری تعامل پیدا کرتا ہے ؟

(و) ایٹمی آبدوزوں کو تیل سے چلنے والی آبدوزوں پر کیوں فوقیت حاصل ہے ؟

(ه) جب ہائیڈروجن کے چار نیوکلیس مل کر ایک ہیلیم کا نیوکلیس بناتے ہیں تو کتنی توانائی پیدا ہوتی ہے -

16 - (ا) آن تین اثرات کا حوالہ دیجیے جن سے نیوکلیائی ذرات اور شعاعوں کا کھوج لگایا جا سکتا ہے -

(ب) ریڈیم کے ایک گرام کی پاشیدگی کے لیے کتنا وقت درکار ہوگا جب کہ مادے کا 1/8 حصہ پھر بھی ریڈیم ہو ؟

(اشارہ :- ریڈیم کی ہاف لائف 1600 سال استعمال کیجیے)

(جواب : 4800 سال)

(ج) 16 اونس Ba^{139} کے نمونے میں کتنا بیرم باقی رہ جائے گا جبکہ اس کی 7 گھنٹے اور 10 منٹ تک پاشیدگی ہوتی رہے ؟

(اشارہ :—بیریم کی ہاف لائف 86 منٹ ہے)

(جواب $\frac{1}{2}$ اونس)

تیار کردہ پنجاب ٹیکسٹ بک بورڈ لاہور ۔ منظور کردہ بورڈز آف
انٹرمیڈیٹ و سیکنڈری ایجوکیشن لاہور، پشاور، سرگودھا، ملتان
بطور واحد نصابی کتاب برائے جماعت دہم

قومی ترانہ

پاک سرزمین شاد باد   کشورِ حسین شاد باد
تُو نشانِ عزمِ عالی شان   ارضِ پاکستان
مرکزِ یقین شاد باد

پاک سرزمین کا نظام   قُوّتِ اُخوّتِ عوام
قوم، مُلک، سلطنت   پائندہ تابندہ باد
شاد باد منزلِ مُراد

پرچمِ ستارہ و ہلال   رہبرِ ترقّی و کمال
ترجمانِ ماضی شانِ حال   جانِ استقبال
سایۂ خدائے ذوالجلال

کوڈ نمبر G-177

تاریخ اشاعت	ایڈیشن نمبر	تعداد اشاعت	قیمت
فروری 1975	آٹھواں	27,000	3.90